

Anorganische Stoffe und ihre pharmazeutische Bedeutung

Anorganische Stoffe im Alltag

- Anorganische Wirkstoffe
 - selbst für die Wirkung verantwortlich
- Anorganische Hilfsstoffe
 - Adjuvantien
- Mineralien und Spurenelemente
- Schadstoffe und Umweltgifte
 - Zivilisationskrankheiten

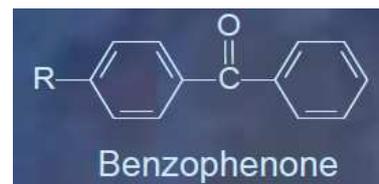
Anorganische Wirkstoffe

- Abführmittel , salinisch :
 - Bittersalz (MgSO_4) = Magnesiumsulfat
 - Glaubersalz (Na_2SO_4) = Natriumsulfat
 - wirken über osmotischen Druck im Darm. Flüssigkeitsvolumen im Darm wird erhöht . → Geschmack = gewöhnungsbedürftig
- Antazidum:
 - Basenpulver (CaCO_3 , NaHCO_3) = Ca-carbonat , Na-hydrogencarbonat (Speisesoda)
 - Al- und Mg-Verbindungen ($\text{Al}(\text{OH})_3$, Al_2O_3 , MgCO_3 , ...)
 - bei Übersäuerung des Magens ; Sodbrennen
- Antidepressivum:
 - Lithiumsalze (Li-acetat, Li_2CO_3)
 - bei manisch depressiven Erkrankungen
 - Wirkungsmechanismus unbekannt
- Antiseptikum:
 - kolloidales Silber = Silber an Eiweiß gebunden
 - Wundbehandlung ; Nasentropfen bei eitrigem Schnupfen (Collagon)
 - Silbernitrat (AgNO_3)
 - Augentropfen zur Monokokkenprophylaxe bei Neugeborenen → Monokokken verursachen eine schwere Bindehautentzündung
- Röntgenkontrastmittel:
 - Bariumsulfat (BaSO_4)
 - zur Röntgenuntersuchung des Magen Darm Traktes

- **Mineralstoff-Substitution:**
 - Calcium-Substitution (CaCO_3 , Ca-citrat)
 - Osteoporose, Prophylaxe , Therapie , Sonnenallergien od. Allergien
 - Eisen-Substitution (FeCl_2 , FeSO_4 , Fe-gluconat)
 - Eisen II Salze sind gut resorbierbar (aufnehmbar)
 - notwendig bei Anemien (Blutarmut) und Schwangerschaft
 - Kalium-Substitution (Kcl)
 - bei starkem Blutverlust , hohem Blutdruck
 - hoher Kaliumverlust bei Harntreibendmittel und Cortisontherapie
 - Bananen enthalten sehr viel kalium
 - Magnesium-Substitution (MgO , MgCO_3 , Mg-citrat)
 - Herzkranzgefäße, nächtlichen Wadenkrämpfen, Krämpfen
 - Für Leistungssportler
- **Sonnenschutz:**
 - Titandioxid (TiO_2), Zinkoxid (ZnO)
 - auch als Hilfsstoffe
 - gute physikalische Filter → UV Filter
- **Ulkuetherapie:**
 - Bismuth-Salze (Bi-carbonat, Bi-citrat)
 - begünstigen Wundheilung
 - bilden Schutzschicht über die Wunde
 - Wirken Keimtötend → bakterizide Wirkung
- **Wundheilung:**
 - Zink-Verbindungen (ZnO , ZnSO_4)
 - begünstigen Wundheilung
 - adstringierende Wirkung
 - entzündungshemmende Wirkung
 - schwach antiseptisch

Sonnenschutz

- 11-15 Uhr pralle Sonne vermeiden
- Hut/Kopfbedeckung
- Kleinkinder schützen
- Sonnenschutzmittel
- Folgen:
 - vorzeitige Hautalterung
 - Immunschwäche
 - DNA- Schäden
- Sonnenschutzmittel



- äußerliche (auf Haut aufgetragen)
- chemische Filtersubstanzen leiten sich von Benzophenonen ab → Absorption des UV-Lichtes , nicht für Kinder unter 3 Jahren
- physikalische Filtersubstanzen für Kinder , Titanoxid und Zinkoxid , Bariumsulfat oder Talkum (Reflexion des UV Lichtes)
- Reperaturenzyme
 - Spezialgruppe → Endonuclease und Photolyase
 - Endonuclease → reparieren schon entstandene DNA – Schäden
 - Photolyase → in Aftersun Präparaten eingebaut , Lichtschutzpräparate
- „Systemische Sonnenschutzmittel“:
 - Radikalfänger: (als Sonnenschutzmittel ungeeignet)
 - b-Carotin
 - Flavonoide
 - Vitamin C und E
 - Selen
- Heliocare:
 - Sonnenschutz zum schlucken#
 - Kombinationspräparat → Farnextrakt, grüner Tee und b-Carotin
 - auch als Sonnencreme
 - Schutzfaktor 3-4
 - photoprotektive Wirkung
 - gegen Sonnenallergie

Anorganische Hilfsstoffe

- Gleitmittel, Pudergrundlage:
 - Verbessern die Fließeigenschaft eines Pulvers
 - Talcum (Mg-silikat) → Federweiß , natürl. Mg-silikat
 - Bolus alba (Al-silikat) → höhere Saugfähigkeit als Talkum , Puderherstellung
 - Magnesiumstearat
 - Zinkoxid
- Gelbildner, Verdickungsmittel
 - Bentonitum (Al-silikat) → kann sehr viel Wasser aufnehmen , z.B.: fettfreie Salben
- Füllstoffe:
 - Volumenauffüllung von Kapseln
 - dürfen nicht mit Wirkstoff reagieren und dürfen keine Wirkung haben
 - Ca-hydrogenphosphat (CaHPO_4)
 - Ca-carbonat (CaCO_3)
- Fließregulierungsmittel:
 - verbessern die Fließeigenschaften (kapselherstellung, Tablettenherstellung)
 - Aerosil® (SiO_2)

- leichteres Einarbeiten von ätherischen Ölen, flüssige Wirkstoffe in Zäpfchen einarbeiten
- Zerfallsbeschleuniger, CO₂-Entwickler:
 - für Brausetabletten und Granulate → Quellen bei Einwirkung von Feuchtigkeit auf.
 - Ca-carbonat (CaCO₃)
 - Na-hydrogencarbonat (NaHCO₃)
- Weißpigment:
 - Umhüllung von Kapseln und Tabletten
 - wirkt Farbaufhellend
 - Titandioxid (TiO₂)
- Wirkungsverlängerung:
 - Impfstoffe (Al(OH)₃) → Adsorbat Impfstoffe
 - Insulin (Zn-Salze) → Depot Insuline → langsamere Freisetzung vom Insulin

Schadstoffe und Umweltgifte

- Schwermetalle:
 - Arsen, Quecksilber, Blei, Cadmium
 - Verunreinigungen in Tees (und in Aiuveda Produkten)
- Schadstoff-Gase:
 - Stickoxide (NO_x), Schwefeldioxid (SO₂), Ozon
 - Stickoxide reizen Atemwege
 - Schwefeloxid reizt Allergengehalt von Pollen (schwächend)
 - Ozon reizt Allergengehalt von Pollen (steigernd)
- Schwebstoffe:
 - (Fein)staub, Ruß
 - Feinstaub hat Einfluss auf Allergengehalt, kann in den Körper eindringen und enthält sehr viel Schwermetalle
- Rauchen:
 - große Anzahl von freien Radikalen
 - Vitaminbedarf eines Tages wird durch 1 Zigarette am Tag aufgehoben
 - gesunde Ernährung

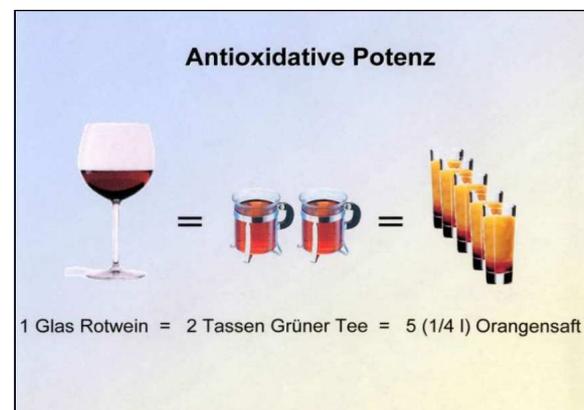


- Oxidativer Streß:

- entsteht durch ein Ungleichgewicht zw freien Radikalen und Radikalfängern (Antioxidantien)
- Ungleichgewicht kann entstehen durch ein sehr hohes Maß an exogenen Faktoren (starke Radikalbildung.) oder durch Mangelversorgung an Antioxidantien
- Endogene Faktoren (Stoffwechselprodukte)
- Exogene Faktoren



- Zivilisations- und degenerative Alterserkrankungen
 - Demenz , Alzheimer , Parkinson , Herzinfakt , Schlaganfall , Diabetes melitus Typ II,
- Antioxidantien:
 - Essentielle Spurenelemente:
 - Kupfer, Zink, Eisen, Selen
 - Co – Enzyme
 - katalytische Entgiftung
- Vitamine, Provitamine:
 - alle in der Lage freie Radikale zu reduzieren, chem. Entgiftung
 - Vitamine C und E
 - Carotinoide
- Sekundäre Pflanzenstoffe:
 - Flavonoide, Anthocyane
 - chem. Entgiftung
- Selen
 - Körper braucht Selen → in winzigen Dosen
 - Tagesbedarf etwa bi 100 mikrogramm
 - schützt Körperzellen vor Alterungsprozessen



- Selenhaltiges Enzym für Entgiftung verantwortlich
- in Fisch, Schweinefleisch, Hühnerfleisch, Eier viel Selen
- Selenmangel führt zu Muskelerkrankungen, Schwächung des Immunsystems, steigert das Krebsrisiko
- Selengabe empfohlen bei:
 - Alkoholismus
 - Chemo/Strahlentherapie
 - Krebs, Myopathien, Rheuma
 - Anorexie, Bulimie
 - Oxidativer Stress
 - Schadstoff/Schwermetall-Belastung
 - HIV-Infektionen

Mineralstoffe und Spurenelemente

- Unterschied Mineralstoffe Spurenelement liegt bei der Tagesdosis.
- Spurenelemente Tagesdosis im mg Bereich
- Mineralstoffe Tagesdosis im g Bereich
- Spurenelemente und Mineralstoffe = essentiell

Mineralstoffe:	<u>Physiolog. Bedeutung:</u>
⇒ Natrium	Osmotischer Druck
⇒ Kalium	Normale Herz- u. Muskeltätigkeit
⇒ Calcium	Knochen, Zähne, Nerven, Muskeln
⇒ Eisen	Blutbildung, O ₂ -Transport
⇒ Magnesium	Nerven- u. Muskelfunktion
⇒ Phosphor	Energiebereitstellg., Knochenaufbau

Spurenelemente:	<u>Mangelercheinungen:</u>
⇒ Chrom	Glukoseintoleranz
⇒ Fluor	Karies, Osteoporose
⇒ Iod	Kropfbildung
⇒ Mangan	Knochendeformationen Stoffwechselstörungen
⇒ Molybdän	Störungen d. Eiweiß-Stoffwechsels
⇒ Selen	Myopathien Anstieg d. Krebsinzidenz
⇒ Zink	Geschwächte Immunabwehr Geruchs- und Geschmacks-Störung

- Glukoseintoleranz → Blutzuckerspiegel
- Iod → Baustein der Schilddrüsenhormone → Iodmangel während Schwangerschaft beeinträchtigt geistige Entwicklung des Kindes
- Ursache für falsche Ernährung:
 - Fastfood
 - zu viele kalorien
 - Nahrungsmittel enthalten wenig Vitamine → Massenproduktion

Reinheitsgrade der Reagenzien:

- techn. Reagenzien (ca. 10% Verunreinigungen, für nachweisreaktionen ungeeignet → es liegt die geringste Qualität vor)
- chem. Reine Substanzen (für Nachweisreaktionen ungeeignet)
- Arzneibuchqualität :(für Nachweisreaktionen ungeeignet außer p.a. Und suprapur)
- p.a. (pro analysis) → ausreichend rein für Nachweisreaktionen
- suprapur (purissimum) für Mikroreaktionen (für Nachweisreaktionen , aber teuer)

Qualitative Analyse:

Reaktionstypen:

- Fällungsreaktionen
 - Das Reagenz wird zur Probelösung zugegeben und ein Niederschlag bildet sich
 - bei Fällungsreaktionen fällt ein Niederschlag aus → charakteristische Farbe
 - ___ ↓ zeichen für Fällungsreaktion.
$$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$$
- Farbreaktionen:
 - Nach Reagenzzugabe ändert sich die Farbe. Es bilden sich charakteristisch gefärbte Verbindungen.
 - Farbe ändert sich → mit ~~~~~ gekennzeichnet
$$\text{Cu}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$$
- Geruchsreaktionen:
 - Es bilden sich flüchtige Verbindungen, die durch charakteristische Gerüche nachgewiesen werden.

- Charakteristische Gerüche werden freigesetzt
- gekennzeichnet mit ↑

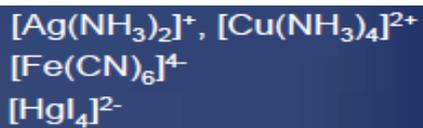


Komplexverbindungen:

- es ändern sich chemische und physikalische Eigenschaften einer Lösung. (z.B.: Farbveränderung und Änderung der elektrischen Leitfähigkeit)
- Komplexe bestehen immer aus einem Zentralatom und den Liganden

Bei Liganden unterscheidet man :

- einfache Komplexe
 - Zentralatom ist dabei eine Lewis-Säure, also ein Element, das eine Elektronenlücke aufweist.
 - Liganden sind einfache Anionen mit einem freien Elektronenpaar, also Lewis-Basen.
 - Zentralatom in der Mitte = Schwermetall
 - einfaches Molekül mit Elektronenlücke → freies Elektronenpaar
 - z.B:



- Chelatkomplexe (Scherenkomplexe):
 - großes organisches Molekül
 - Zentralatom wird von mehreren Molekülen in die Zange genommen. Bei Chelatkomplexen werden mehrere Koordinationsstellen (Bindungsstellen) des Zentralatoms von einem (großen) Molekül besetzt. (großes organisches Molekül besetzt Zentralatom)

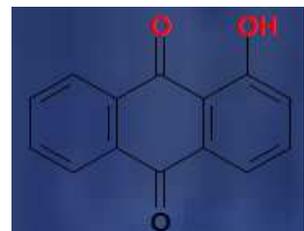


Ca-GBHA Komplex

- Magnesiumoxinat
- Calcium- GBHA Komplex
- Dithizon - Chelat

Farblacke:

- Diese Komplexe werden von Hydroxyanthrachinonfarbstoffen aufgebaut. Die Komplexbildung findet an den freien Elektronenpaaren des Sauerstoffs und der OH-Gruppe statt.
- leiten sich alle von Hydroxyanthrachinone ab.
- Komplexbildung findet immer an den freien Elektronenpaaren der O statt.
- Al- Morin- Farblack
- Zr-Alizarin S-Farblack



Hydroxyanthrachinone

Kationennachweise:

- Kationentrennungsgang → durch Zugabe bestimmter Schlüsselreagenzien können Kationengruppen ausgefällt werden
- Schlüsselreagenzien sind :
 - HCl
 - H₂S
 - Ammoniumsulfid
 - Ammoniumcarbonat

Silber:

Ag⁺

HCl-Gruppe

- kommt in reiner Form in der Natur vor
- Schmuckherstellung , Silbermünzen
- Silbersalze immer einfach positiv geladen
- Das Silberion neigt zur Komplexbildung und bildet Komplexe mit der Koordinationszahl 2.
- Das bedeutet es sind 2 Liganden und ein Zentralatom vorhanden. (2 Liganden an Komplexbildung beteiligt)

Pharmazeutische Verwendung:

- AgNO₃: (Silbernitrat , Höllenstein)
 - Behandlung von Warzen
 - stark ätzend
- Ag⁺ - Ionen:
 - wirken keimtötend
 - Prophylaxe d. Gonokokken – Konjunktivitis
 - Wundauflagen
 - Behandlung v. Verbrennungen
- kolloidales Silber:
 - an Eiweiß gebunden
 - antiseptische Nasentropfen
 - nur zur äußerlichen Einnahme und NICHT zur Innerlichen!
 - bei innerliche Einnahme Argyrie (irreversible Färbung der Haut, Einlagerung von Silber)
 -

Allgemeine Reaktionen:

1. NaOH:



- bei Zugabe von Natronlauge fällt das braune Silberoxid aus.
- Silberoxid ist im Überschuß Lauge nicht löslich, jedoch löslich in Mineralsäuren

2. NH₃:



- Es liegt ein Gleichgewicht zwischen Ammoniak und dem Ammoniumion vor. Wird eine Silbersalzlösung mit verdünntem Ammoniak versetzt, fällt braunes Silberoxid aus. Bei einem Überschuß an Ammoniak löst sich der Niederschlag und es bildet sich der farblose Silberdiaminkomplex.

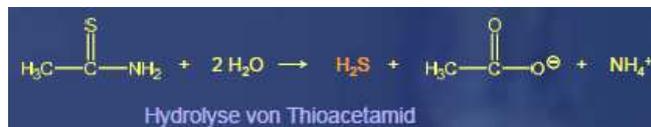
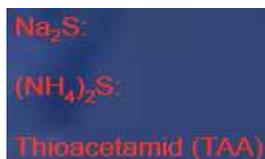


3. Sulfid-Fällung:



- Silber in Gegenwart von Sulfid → schwarzer Niederschlag
- sehr schwer löslich → nur in Salpetersäure

• Sulfid-Quellen:



Nachweisreaktionen:

4. Silberhalogenide:



- Mit Chlorid bildet sich ein weißer käsiger Niederschlag. (nur in verdünntem Ammoniak löslich)
- Silberchlorid ist lichtempfindlich und färbt sich beim Stehen am Licht violett.(dunkler)

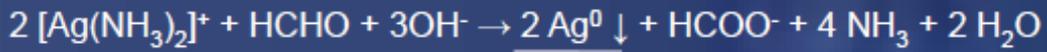


- unlöslich in Salpetersäure , nur in konzentriertem Ammoniak
- Mit Bromid bildet sich ein käsiger schwach gelblicher Niederschlag, der etwas schwerer löslich ist als Silberchlorid.



- Mit Iod bildet sich das gelbe käsige Silberiodid, das von den Halogeniden am schwersten löslich ist. (unlöslich in Salpetersäure)

5. Tollens-Reaktion:



- Ammoniakalische Silberlösung.
- gibt man Formaldehyd dazu und erwärmt die Lösung bildet sich an der Innenseite der Eprovette ein Silberspiegel.
- Eprovette muss sauber sein

Blei:

Pb²⁺, Pb⁴⁺

HCl/H₂S-Gruppe

- Blei fällt im Kationentrennungsgang zuerst in der HCl-Gruppe aus (aber nicht vollständig). Der Rest fällt in der H₂S-Gruppe aus.

Verwendung :

- Im Strahlenschutz (Röntgen → Bleigürtel) Strahlen, können nicht durchdringen
- Bleifarbe
- Bleigläser
- Früher Bleirohre für Wasserleitung
- Bleisalze in Oxidationsstufe meistens 2 wertig , selten 4 wertig (Bleioxid)

Toxikologie:

- akute Vergiftungen:
 - selten
- chronische Vergiftungen:
 - Schädigung v. Blutbild u. Knochenmark
 - Schädigung des Nervensystems
 - Blockierung v. Enzymen
 - Hemmung der Gehirnentwicklung bei Babys

Pharmazeutische Verwendung:

- Bleisalze früher in Salben und Pflastern verwendet. Bleisalze fällen das Eiweiß der Haut und es bildet sich eine Schutzschicht. Früher wurde es bei Ekzemen und .-Une verwendet.
- Pb²⁺ - Salze:
 - „Adstringierend,“

- „Unguentum plumbi oxydati“

allgemeine Reaktionen:

1. NaOH: (bei Zugabe von Natronlauge)



- Bleisalzlösung mit verdünnter Natronlauge → es bildet sich das weiße Bleihydroxid.
- Blei bindet sich hydroxyl → amphotere Verbindung → diese Verb. Lösen sich in Säuren und Laugen auf

2. NH₃: (bei Zugabe von verdünntem Ammoniak)



- Mit verdünntem Ammoniak bildet eine Bleisalzlösung das weiße Bleihydroxid.
- Niederschlag weißes Bleihydroxid
- wenn ein Überschuss an Ammoniak besteht bildet sich kein Komplex (OH⁻-Ionenkonzentration zu gering)
- Konzentration der OH Ionen sehr gering

3. HCl:(bei Zuagabe von Salzsäure)



- weißer Niederschlag
- Eine Bleisalzlösung versetzt mit Salzsäure bildet das weiße Bleichlorid. Wenn der Niederschlag erhitzt wird, löst er sich teilweise auf. Beim Abkühlen fällt das Bleichlorid in Form weißer glänzender Nadeln aus.

4. H₂SO₄: (bei Zugabe von Schwefelsäure)



- weißer Niederschlag
- Es bildet sich das weiße Bleisulfat. Dieses löst sich beim Erhitzen in konzentrierter Schwefelsäure und es bildet sich ein löslicher Bleisulfatkomplex. Wenn die Lösung mit Wasser verdünnt wird, fällt wieder Bleisulfat aus.
- zum Sulfatnachweiß

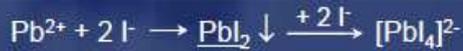
5. Sulfid: (bei Zugabe von Sulfid)



- egal aus Welcher Quelle
- es bildet sich immer ein schwarzer Niederschlag
- Niederschlag löst sich nur in konzentrierten Säuren auf

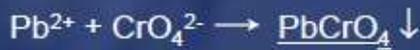
Nachweisreaktionen:

6. Bleiiodid: (bei Zugabe von Bleiiodid)



- gelber Niederschlag
- Blei bildet mit Iodid einen gelben Niederschlag. → löst sich beim Erhitzen teilweise auf und fällt beim Abkühlen in Form goldgelb glänzender Plättchen aus.

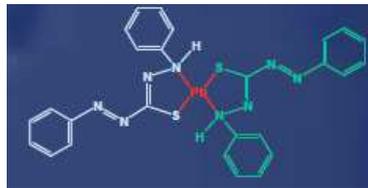
7. Bleichromat:



- Eine Bleisalzlösung mit Chromat versetzt bildet das gelbe Bleichromat. unlöslich in Essigsäure und Ammoniak; löslich in verdünnter Salpetersäure. Barium stört da es eine ähnliche Reaktion gibt

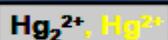
8. Bleidithizonat:

- Blei bildet mit Dithizon in schwach alkalischer Lösung ein rotes Komplexsalz. Blei ist dabei das Zentralatom und ist von 2 Molekülen Dithizon umgeben. Diese Reaktion wird durch viele Schwermetallkationen, die ebenfalls farbige Komplexe mit Dithizon geben, gestört.
- Dithiozon bildet mit vielen Schwermetallen Komplexe
- Dithiozonkomplex wird im alkalischen hergestellt
- viele Schwermetalle bilden mit Dithiozon gefährliche Komplexe



primäres Pb(II) – Dithizonat

Quecksilber



- gehört zur HCL / H₂S Gruppe
- bei Raumtemperatur im elementaren Zustand flüssig
- äußerst giftig
- silber glänzendes flüssiges Metall
- wichtigste Oxidationsstufen sind +1 und +2. Quecksilber(I) kommt nur als Hg₂²⁺ -Ion vor und hat eine kovalente Bindung (Hg-Hg).
- Hg₂²⁺ Ion = Quecksilber (I) Ion
- neigt stark zur Bildung kovalenter Bindungen , vor allem mit Hallogeniden

chemische Eigenschaften:

- unterscheiden sich sehr stark beim Hg (I) Ion und Hg (II) Ion
- Hg (I) Ion:
 - bildet schwer lösliches Chlorid
 - viele Hg (I) Salze sind schwer löslich (außer Hg (I) Nitrat)
- Hg (II) Ion
 - bildet schwer lösliches Sulfid
 - sind generell leicht löslich
 - starke Neigung zur Komplexbildung

Toxizität:

- metall. Hg:
 - flüchtig, sehr giftig
 - immer in schwerlösliche Form überführen wenn z.B etwas davon runterfällt
- wasserlösl. Hg(II):
 - sehr lipophil, Aufnahme über Haut
 - sehr giftig
- schwerlösl. Hg(II):
 - verhältnismäßig wenig toxisch , weil es nicht aufgenommen werden kann

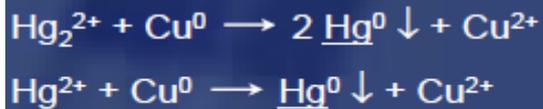
Pharmazeutische Verwendung:

- Desinfektions- u. Konservierungsmittel (organ. Hg-Verbindungen)

Allgemeine Reaktionen:

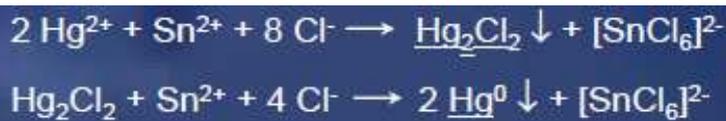
	Hg(I)	Hg(II)
1. NaOH:	$\text{HgO} + \text{Hg}^0$ <p>es entsteht Hg (II) Oxid und elementares Hg Lsg wegen Hg⁰ grau , Hg (II) oxid aber gelb gefärbt</p>	HgO <p>gelb</p>
2. HCl:	Hg_2Cl_2 <p>es entsteht Hg (I) Chlorid, weißer Niederschlag</p>	HgCl_2
3. HCl / NH ₃ :	$\text{Hg}^0 + [\text{HgNH}_2]\text{Cl}$	$[\text{HgNH}_2]\text{Cl}$
4. Sulfid:	$\text{HgS} + \text{Hg}^0$	HgS

5. Kupferamalgam:



- Vorprobe auf Quecksilber , selektiver Nachweis , recht empfindlicher Nachweis ,
- auf Kupferblech wird Kupfermünze abgeschieden und in Hg Lsg eingelegt. →verbindet sich mit Kupfer → silber glänzende Münze.
- durch elementaren Kupfer werden Hg Salze reduziert und Kupfer (II) oxidiert.

6. Reduktion:



- Hg Salze zu elementaren Hg reduziert und Sn2 zu Sn4 oxidiert

Nachweisreaktionen für Hg²⁺:

7. Tetraiodomercurat:



- roter Niederschlag , gibt man mehr Iodid dazu löst sich der Niederschlag auf und er bildet Tetraiodomercurat. (Neßler Reagenz)

→ mit NH₄⁺ - Ionen rotbrauner NS



- zum nachweis von Ammonium Ionen (rot brauner Niederschlag)

→ mit Cu⁺ - Ionen roter NS



- zum nachweis von Kupfer (I) Ionen (roter Niederschlag)

8. Hg(II)-dithizonat:

- orange Lösung
- In schwach saurer Quecksilber(II)-lösung bildet sich mit Dithizon ein gelb-oranger Komplex. Dithizon bildet mit vielen Schwermetallkationen intensiv gefärbte Komplexe. Es kann jedoch durch die Wahl des pH-Wertes eine gewisse Selektivität erreicht werden.

Bismut (H₂S Gruppe) Bi³⁺

Allgemeine Eigenschaften:

- Kationsäure:



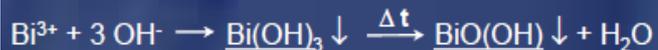
- Bismuthsalze reagieren sauer (säureempfindliche Ionen)
- Bismuthsalz lösen, Kation umgibt sich mit Wasserhülle, es werden sehr leicht Protonen abgegeben, Säure Protonen fehlen in Wasserhülle
- Bismuthsalze immer 3 fach positiv geladen.
- Bismut steht in der 5. Hauptgruppe des Periodensystems, hat die Hauptoxidationszahl +3 und fällt in der H₂S-Gruppe aus.

Pharmazeutische Verwendung:

- Bi³⁺ - Salze:
Wundbehandlung (obsolet) → Schwerlösliche Bismut-Salze wirken adstringierend
Behandlung von Magengeschwüren

Allgemeine Reaktionen:

1. NaOH:



→ Es bildet sich weißes Bismuthydroxid, das sich im Überschuß Natronlauge nicht löst, jedoch in starken Säuren löslich ist.

→ weißer Niederschlag, in starker Säure löslich.

→ wenn man den Niederschlag erhitzt dann ist er nur mehr schwerlöslich

→ Bismuthsalz mit Wasser verdünnen, milchig weiße Trübung → Bismuthsalze hydrolysieren leicht

2. H₂O, verd. NH₃:



→ X ist nur Platzhalter

→ reversibel, nach ansäuern löst sich Niederschlag wieder auf

3. Sulfid:



→ es bildet sich Bismuthsulfid, Niederschlag braun, schwarz

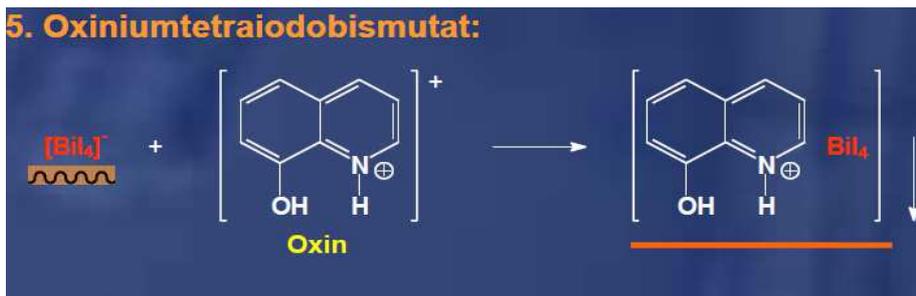
Nachweisreaktionen:

4. Bismutiodid:



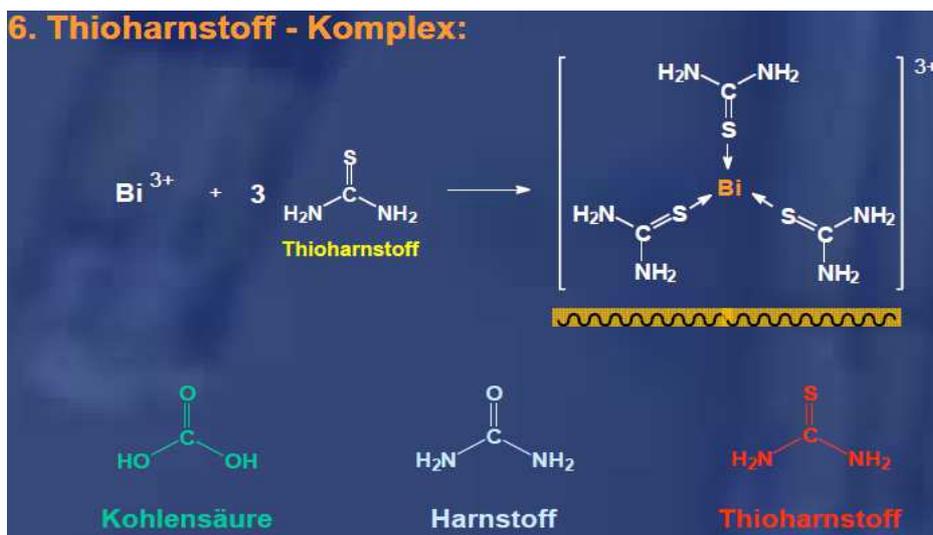
- Dragendorffsreagenz entsteht wenn man zu Bismutsalzlösung Iodid hinzugibt
- bei tropfenweiser Zugabe entsteht Bismuthiodid → gibt man mehr Iodid dazu entsteht die Dragendorffsreagenz
- wichtiges Sprühreagenz im Chromatograph (Alkaloide nachweißen)
- Bismut bildet mit Iodidionen ein braunschwarzes Bismutiodid. Bei weiterer tropfenweiser Zugabe von Iodidionen bildet sich ein orange-gelber Komplex, das Tetraiodobismutat. Dieser Komplex wird als Dragendorffs Reagenz auf organische Basen und Alkaloide verwendet.

5. Oxiniumtetraiodobismutat:



- Wird Tetraiodobismutat mit Oxin umgesetzt so entsteht ein orangefarbener bis hellroter Niederschlag.
- für Bismutnachweis

6. Thioharnstoff - Komplex:



- Bismut gibt in schwach salpetersaurer Lösung einen gelben Komplex mit Thioharnstoff. Dabei werden 3 Moleküle Thioharnstoff an das Bismut angelagert.
- Harnstoff und Thioharnstoff unterscheiden sich nur durch Schwefel,
- das O beim Thioharnstoff wird durch ein S ersetzt

- Bismuth gibt mit Thioharnstoff einen gelben Komplex

Kupfer (gehört zur H₂S Gruppe)

Cu⁺, Cu²⁺

- metall. Kupfer gute elektrische Leitfähigkeit
- Kupfer (II) Ionen bilden sehr gerne Komplexe
- essentielles Spurenelement für mensch und Tier
- Kupfersalze meist blau oder grün gefärbt. In wässriger Lösung fast immer blau.
- CuSO₄ → äußerlich Wundbehandlung , innerlich Emetikum

Toxizität:

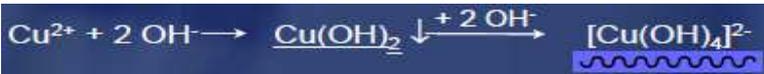
- Kupfersalze sehr stark toxisch für Mikroorganismen , Pilze , Bakterien und Algen
- In Swimmingpools als Chloresatz

pharm. Verwendung:

- wurde äußerlich zur Wundheilung verwendet. (Kupfer-Ionen wirken adstringierend)
- metallisches Kupfer:
 - Kontrazeption („Kupferspirale“)
 - hemmt Spermienbeweglichkeit
 - Einnisten der Eizelle in die Gebärmutter wird mechanisch verhindert.

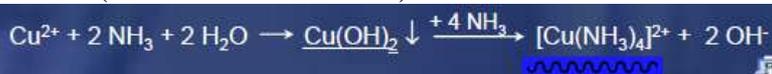
Allgemeine Reaktionen:

1. NaOH (verdünnte Natronlauge)



- Es bildet sich das bläuliche Kupferhydroxid. Bei Überschuß Lauge löst sich der Niederschlag und es bildet sich eine blaue Lösung (→ blauer Tetrahydroxocuprat = Komplex). Erhitzt man die Lösung so entsteht ein schwarzes Kupferoxid aus dem Komplex. Der Grund dafür ist, daß Kupfer ein Halbedelmetall → Edelmetalle bilden mit Natronlauge Oxide.

2. NH₃: (verdünnter Ammoniak)



- Es bildet sich zuerst blaues Kupferhydroxid. Überschuß Ammoniak entsteht der tiefblaue Kupfertetraminkomplex.

3. Sulfid:



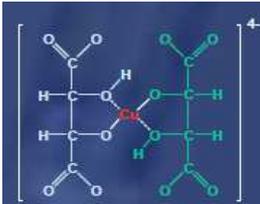
- schwarzer Niederschlag → Kupfersulfid.
- Schwer löslich, löst sich nur in konzentrierter Säure auf.

Kupfernachweise:

4. Beilstein - Probe:

- grüne Flammenfärbung
- kann als Vorprobe auf Kupfer durchgeführt werden.
- Kupferhalogenide färben Flamme blau grün
- Festprobe → konzentrierte Salzsäure auf Kupfer tropfen, in die Flamme halten .

5. Fehling'sche Lösung:

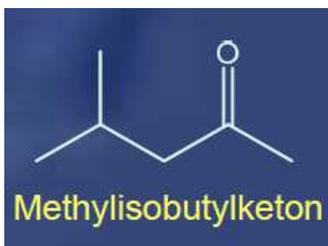


- Kupfer(II)-Ionen bilden mit Tartrat (= Salz der Weinsäure) in alkalischer Lösung (Natronlauge) einen tiefblauen Komplex, → Fehling'sche Lösung.
- Kupfer ist das Zentralatom und bildet mit 2 Molekülen Tartrat den 4-fach negativgeladenen Komplex.
- Fehling'sche Lösung selbst ist tiefblau.
- ist ein Reagenz mit dem reduzierende Zucker und Aldehyde nachgewiesen werden können. → bei positivem Nachweis färbt sich die Lösung rotbraun

6. Reaktion mit Diethyldithiocarbamat:



- bildet mit Kupfer einen Chelatkomplex (gelb, braun)
- Komplex lässt sich in einigen organischen Lsg ausschütten
- Methylisobutylketon → wichtiges Lsg.-mittel



Arsen

- gehört zu den Thiosäuren
- kommt in den Oxidations stufen +3, +5 aber auch -3 (im Arsenwasserstoff AsH₃) vor.

Toxizität:

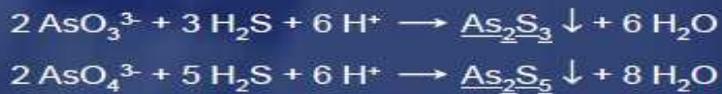
- As^{3+} :
 - hoch giftig
 - cancerogen
 - Sechzig Milligramm As(III) sind tödlich → Körper wird Arsen(V) zu Arsen(III) reduziert
- AsH_3 :
 - äußerst giftiges Gas (chem. Kampfstoff)
 - Arsenwasserstoff ist noch giftiger, er zerstört die Erythrozyten (daher Blutgift)

Pharmazeutische Verwendung:

- Arsen-Verbdgen.:
 - Behandlg. v. Syphilis, Schlafkrankheit,...
 - (obsolet)
- Trisenox®:
 - Behandlg. v. Leukämie
- Arsenicum album:
 - Homöopathie

Allgemeine Reaktionen:

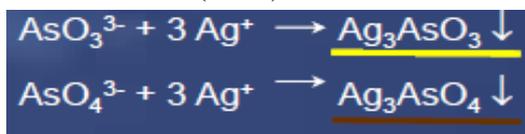
1. Sulfid-Reaktion:



- As (III) als auch As (V) geben gelben Niederschlag .beide lösen sich in Ammoniumsulfid.
→ $(\text{NH}_4)_2 \text{S}_x$

Nachweisreaktionen:

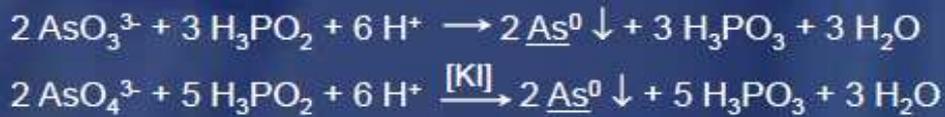
2. Silberarsenat (III/V):



- Behandlung mit Silbernitrat
- Arsenit gibt in neutraler Silbersalz-Lösung einen gelben Niederschlag. (Silberarsenit)
→ Silberarsenit ist löslich in Säuren und Ammoniak
- Arsenat [Arsen(V)] gibt mit Silber einen schokoladebraunen Niederschlag von Silberarsenat. → löslich in Säuren und verdünntem Ammoniak.
- Gestört wird die Reaktion durch Phosphat, da es ebenfalls einen gelben Niederschlag mit Silber gibt.

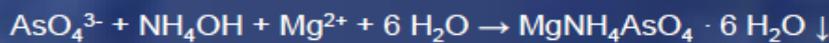
Reduktion zu As⁰:

3. Thiele Reaktion:



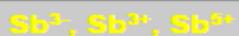
- Reaktion wird in stark salzsaurer Lösung mit dem Reagenz Natriumhypophosphit durchgeführt.
- Arsen wird zu elementarem Arsen reduziert (schwarz-braun)
- Bei Arsen 5 gibt man eine katalytische Menge Kaliumiodid hinzu (reduziert Arsen 5 zu Arsen 3)

4. Ammoniummagnesiumarsenat (V):



- geht nur mit As (V)
- probe mit konzentrierter Wasserstoffperoxidlg versetzen.
- Störung durch Phosphat , → gibt selbe Reaktion und selben Niederschlag.
→ Niederschlag abfiltrieren → Niederschlag im Filter mit Silbernitratlg beträufeln → färbt er sich rot braun → Arsenat
färbt er sich gelb Phosphat

Antimon



- ähnliche Eigenschaften wie Arsen
- Hauptoxidationsstufen sind -3; +3; +5
- Antimonsulfide haben saure Eigenschaften
- Antimon(III)- Salze sind leicht hydrolysierbar
- Antimon(V)-Salze sind ausgesprochen sauer
- Antimon wird verwendet um Legierungen zu härten.

Toxizität:

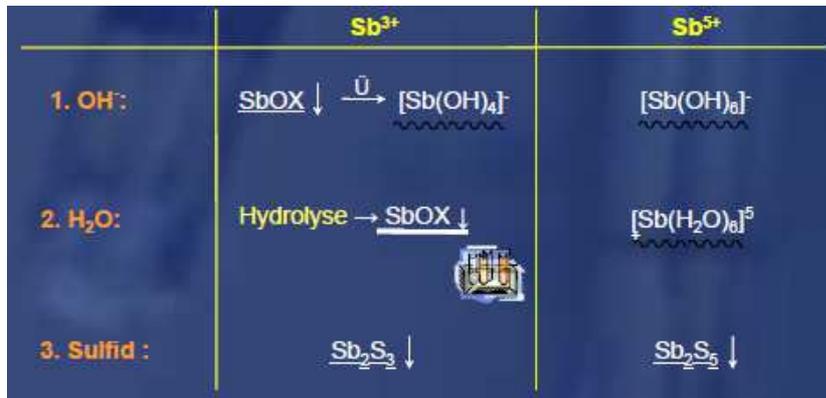
- SbH₃:
 - Hämolyse → Antimon bildet eine Wasserstoffverbindung SbH₃ die hämolytisch wirkt (zerstört die Erythrozyten).

Pharmazeutische Verwendung:

- Brechweinstein:
 - löst Erbrechen hervor ist also ein Emetikum und wurde als Expektorans (Auswurf förderndes Mittel) verwendet.

- Sb-Verbindungen:
 - Behandlung der Leishmaniose (Orientbeule)
 - Geschwürbildg. Haut und Schleimhaut → können auch innere Organe befallen
 - wird von der Sandmücke übertragen
 - Tropenkrankheit

Allgemeine Reaktionen:



1. OH^-

- Sb^{3+} :
 - ähnliche Reaktion wie Bismuth mit Lauge → es bildet sich eine Antimonoxidverbindung → weißer Niederschlag
 - gibt man mehr Lauge dazu löst sich der Niederschlag auf und es entsteht ein farbloser, löslicher Hydroxokomplex.
- Sb^{5+} :
 - es bildet sich sofort ein Hydroxokomplex → Hexahydroxoantimonat
 - Mit Natrium gibt Hexahydroxoantimonat einen weißen Niederschlag (-> Natriumnachweis).

2. H_2O :

- Sb^{3+} :
 - Antimon(III)-Salze hydrolysieren , weißer Niederschlag einer Antimonoxidverbindung entsteht. (Salz- und Weinsäure löslich.)
- Sb^{5+} :
 - es passiert nichts, liegen mit Aquakomplex vor .

3. Sulfid

- bei beiden entsteht ein orange gelbes Sulfid. (Antimon (III) Sulfid und Antimon (V) Sulfid)
- Sb^{3+} neigen zur Hydrolyse
- Sb^{5+} lösliche Komplexe

Nachweisreaktionen:

4. Reduktion mit unedlen Metallen (Fe, Zn, Sn):



- Antimon kann mit unedlem Metall (Eisen, Zinn, Zink) zu elementarem Antimon reduziert werden. Die Reaktion verläuft in nicht zu stark saurer Lösung. Es scheiden sich schwarze Flocken von Antimon ab. Arsen darf nicht anwesend sein.

5. Antimon(III)iodid:



- nur mit Sb^{3+}
- Iodidsalzlsg. → versetzen mit Na Iodid oder Ka Iodid

6. Nachweis mit Rhodamin B:

- violette Lösung
- Rhodamin B Spezialreagenz auf Antimon
- es bildet nur mit Antimon(V) in stark saurer Lösung einen violetten Farbstoff
- Antimon(III) muß vorher zu Antimon(V) oxidiert werden.
- Störungen durch Quecksilber(II), Zinn und größere Mengen Eisen(III)

Zinn (gehört zur H_2S -Gruppe)



- glänzendes weiches Metall
- 2 Modifikationen α Zinn(pulvrig , spröde) und β Zinn (weich)

chem. Eigenschaften:

- Zinnsulfide haben saure Eigenschaften
- Zinn kommt in der Oxidationsstufe +2 und +4 vor
- Zinn(II)- und Zinn(IV)-Hydroxide sind amphoter
- Zinn(II)-Salze gute Reduktionsmittel.
- Zinn(IV) bildet vorwiegend komplexe
- Zinn(II)und Zinn(IV)-Salze sind farblos.

Allgemeine Reaktionen

	Sn^{2+}	Sn^{4+}
1. NaOH:	$\text{Sn}(\text{OH})_2 \downarrow \xrightarrow{\ddot{U}} \text{[Sn}(\text{OH})_3\text{]}^-$	$\text{Sn}(\text{OH})_4 \downarrow \xrightarrow{\ddot{U}} \text{[Sn}(\text{OH})_6\text{]}^{2-}$
2. HCl:	$\text{[SnCl}_4\text{]}^{2-}$	$\text{[SnCl}_6\text{]}^{2-}$
3. H_2S :	$\text{SnS} \downarrow$	$\text{SnS}_2 \downarrow$

1. NaOH :

- Sn^{2+} :
 - bildet mit Natronlauge einen weißen Niederschlag \rightarrow Zinnhydroxid.
 - amphoter und löst sich in Säuren und in Überschuß Lauge unter Bildung eines farblosen Hydroxokomplexes.
- Sn^{4+} :
 - mit Natronlauge weißen Niederschlag \rightarrow Zinn(IV)Hydroxid.
 - Dies ist löslich in Säuren und im Überschuß Lauge.
 - Beim Lösen in Lauge bildet sich der farblose Hexahydroxokomplex.
 -

2. HCl:

- Sn^{2+} und Sn^{4+} bilden einen löslichen farblosen Chlorokomplex.

3. H_2S :

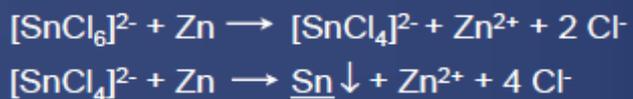
- Mit Schwefelwasserstoff bilden sich die Zinnsulfide
- Sn^{2+} sulfid ist braun , Sn^{4+} sulfid ist gelb gefärbt
- Beide lösen sich in Ammonopolysulfidlösung unter Bildung löslicher Thiosalze.
- Es entsteht immer das Thiostannat(IV), das löslich und schwach gelblich gefärbt ist.

Nachweis:

4. Leuchtprobe:

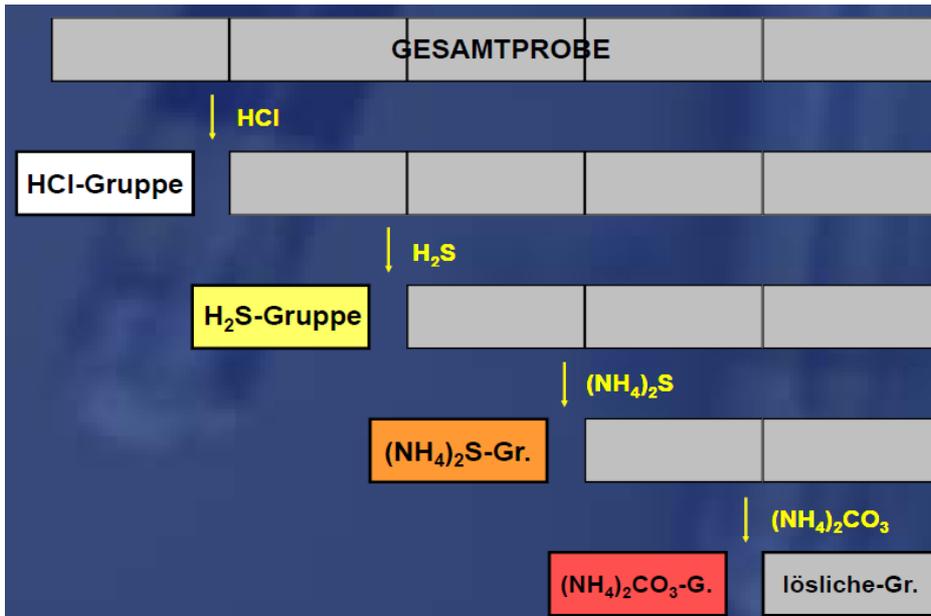
- ist ein relativ spezifischer Nachweis auf Zinn
- Eine Epruvette wird mit kaltem Wasser gefüllt und in die Probelösung getaucht.
- dannach hält man sie über die Bunsenbrennerflamme. \rightarrow blaue Fluoreszenz zu erkennen.

5. Reduktion zu metallischem Zinn:



- Zinn kann mit Zink zu metallischem Zinn reduziert werden.
- Zinn (IV) wird zu Zinn(II) reduziert und Zinn(II) schließlich zu elementarem Zinn.
- Reaktion erfolgt in salzsaurer Lösung
- Elementares Zinn hat eine graue, schwammige Konsistenz.

Kationentrennungsgang:



- Man setzt nacheinander verschiedene Gruppenreagenzien zu und es werden unterschiedliche Kationen ausfallen. Je nach Gruppenreagenz unterscheidet man:

H₂S-Gruppenfällung

- Salzsäure Probelösung versetzen mit
 - 1-2 Spatel festes TAA od.
 - methanol. TAA-Lösung (besser)
 - Abdecken u. 30 min am siedenden Wasserbad
 - Dann Ammonsulfid zutropfen bis max. pH 2

(NH₄)₂S-Gruppenfällung

- NH₃/NH₄Cl-Puffermischung bzw. HCl-Probelösung + NH₃ neutralisieren
 - + farbloses Ammonsulfid od.
 - methanol. TAA-Lösung
 - Abdecken u. 5 min am siedenden Wasserbad

pH - Abhängigkeit der Sulfidfällung



→ Gleichgewichtsreaktionen

- In alkalischer Lsg viele Sulfid Ionen in Konzentration
- In saurer Lsg. wenig Sulfidionen in Konzentration
- H₂S Kationen fallen als Sulfide aus
- was in der H₂S Gruppe ausfällt fällt auch bei (NH₄)₂S aus , aber nicht umgekehrt.
- Das Sulfidion ist die korrespondierende Base der Säure H₂S (2 protonige Säure). In Wasser

stellt sich ein Gleichgewicht zwischen H_2S , HS^- und S^{2-} ein. Die Gleichgewichtslage in wässriger Lösung kann verschoben werden indem die Konzentration der beteiligten Ionen verändert wird. In saurer Lösung gibt es eine hohe H^+ -Ionenkonzentration, daher liegt das Gleichgewicht eher auf der linken Seite, das heißt es gibt weniger Sulfid-Ionen. In alkalischer Lösung werden H_3O^+ Ionen aus dem Gleichgewicht genommen, daher kommt es zu einer Verschiebung nach rechts.

H_2S – Gruppe:

- Quecksilber(II)
- Arsen
- Blei
- Bismut
- Antimon
- Zinn
- Kupfer

$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ - Gruppe:

- Cobalt
- Aluminium
- Eisen
- Mangan
- Zink

Cobalt

Co^{2+} , Co^{3+}

$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ -Gruppe

- wird als Legierungsbestandteil verwendet
- Glas kann mit Kobaltsalzen blau gefärbt werden.(Glasfärbung)
- ^{59}Co ist das natürliche Isotop
- Hauptoxidationsstufe des Kobalts ist +2
- Kobalt(II)-Salze werden leicht zu Kobalt(III)-Salzen oxidiert
- In Kobaltkomplexen überwiegt die Oxidationsstufe +3
- Kobaltsalze sind meist rötlich
- wasserfreie Salze jedoch sind blau gefärbt
- als reversibler Feuchtigkeitsindikator verwendet
- Kobaltsalzlösungen sind meist rosa gefärbt
- Co^{2+} wird immer zu Co^{3+} oxidiert

pharm. Bedeutung:

- wichtiges Spurenelement
- ist Zentralatom im Vitamin B12
- Strahlentherapie wird ^{60}Co wegen seiner harten Gammastrahlung verwendet

Allgemeine Reaktionen:

1. NaOH:



- Mit verdünnter Natronlauge bildet sich blaues Kobalt(II)Hydroxid.
- Durch Oxidationsmittel wird das Kobalt(II)-Hydroxid zu Kobalt(III)-Hydroxid oxidiert. → dunkelbraun.

2. NH₃ :



- Mit Ammoniak gibt Kobalt ebenfalls ein blaues Kobalt(II)-Hydroxid → löst sich bei Überschuß Ammoniak und ein gelber Kobalt(II)-Hexaminkomplex wird gebildet. Dieser wird durch den Luftsauerstoff zu Kobalt(III) Hexaminkomplex oxidiert → rot gefärbt.

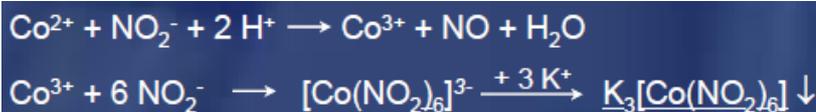
3. Sulfid:



- schwarzer Niederschlag → Cobalt-Sulfid , Co²⁺ zu Co³⁺ oxidiert
- löslich in konzentrierter Salpetersäure sowie in einer Mischung aus Essigsäure und Wasserstoffperoxid.

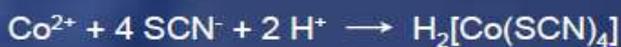
Nachweisreaktionen:

4. Kaliumhexanitrocobaltat:



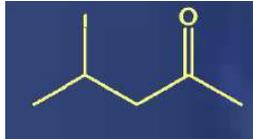
- Kobalt(II)-Salz wird in essigsaurer Lösung mit Kaliumnitrit versetzt. → gelbe schwerlösliche Verbindung (Kaliumhexanitrocobaltat)
- Mit dieser Reaktion kann Kobalt neben allen anderen Ionen der Ammonsulfid-Gruppe nachgewiesen werden

5. Tetrathiocyanatocobaltat(II):



- essigsaurer Probelösung wird mit festem Thiocyanat versetzt bildet sich eine blaugefärbte Komplex. → löslich in einer Mischung aus Ether und Amylalkohol
- Die Reaktion wird durch Eisen(III) gestört → tiefrote Eisenthiocyanatverbindung bildet → mit Fluoridionen aufheben.

Extrahierbar mit Methylisobutylketon →



Eisen

Fe²⁺, Fe³⁺

- Eisen(II) wird leicht zu Eisen(III) oxidiert.
- Eisensalze bilden stabile Komplexe
- Eisen(III)-Salzlösungen reagieren sauer → Kationensäure
- Eisenhydroxide sind nicht amphoter, lösen sich also im Überschuß Lauge nicht auf.

Physiologische Bedeutung:

- Coenzym
- Sauerstoff-Transport
- Das Eisen (II) ist das Zentralatom im Hämoglobin → zuständig für den O₂-Transport im Blut
- Wichtig für Blutbildung → Mangel: Anämie (Müdigkeit, Kopfschmerzen)

Pharmazeutische Verwendung:

- Fe²⁺ - Salze:
 - Eisensubstitution
- Fe³⁺ - Salze:
 - Blutstillung
 - wirken stark eiweißfällend und adstringierend

Blutbildung:

- Niere bemerkt niedrigen O – Gehalt im Blut und schüttet ein Hormon aus. (Erythropoetin)
- Erythropoetin stimuliert die Blutbildung im roten Knochenmark. → dauert ca. 10-14 Tage.
- Rote Blutkörperchen zirkulieren im Körper.

Eisenstoffwechsel

- im Darm wird Eisen resorbiert (10-30mg / Tag)
- fertige Erythrozyten werden nach der reifung freigesetzt , in der Milz werden sie ständig auf

ihr Funktion überprüft. (zu alt → in Milz zerstört)

- Erythrozyten werden zum Hämoglobin zerlegt . → wir zerlegt in Häm und Globin.
- Häm wird in der Leber weiterverarbeitet → Eisen wird recicelt und ein Teil davon in der Leber gespeichert.
- Das leere Ringgerüst wird dann zum Bilirubin weiterverarbeitet.

Orale Eisensubstitution

- Anorganische Salze:
 - Eisen(II)-chlorid
 - Eisen(II)-sulfat
- Salze m. organischen Verbindungen:
 - Eisen(II)-gluconat
 - Eisen(II)-fumarat
 - Eisen(II)-aspartat

Allgemeine Reaktionen:

	Fe^{2+}	Fe^{3+}
1. NaOH:	$Fe(OH)_2 \downarrow \xrightarrow{Ox.} Fe(OH)_3 \downarrow$	$Fe(OH)_3 \downarrow$
2. NH₃:	$Fe(OH)_2 \downarrow \xrightarrow{Ox.} Fe(OH)_3 \downarrow$	$Fe(OH)_3 \downarrow$
3. Sulfid:	$FeS \downarrow$	$2 Fe^{3+} + S^{2-} \rightarrow 2 Fe^{2+} + S$ $2 Fe^{2+} + 2 S^{2-} \rightarrow 2 FeS \downarrow$

1. NaOH:

- Fe^{2+} :
 - Eisen(II) gibt mit Natronlauge ein weißes Eisen(II)-Hydroxid , nur bei absolutem Ausschluss von Luftsauerstoff → sonst wird das braune Eisen(III)-Hydroxid gebildet
- Fe^{3+} :
 - gibt mit Natronlauge ein rot braunes Eisen(III)-Hydroxid.

2. NH₃:

- Fe^{2+} :
 - weiße Eisen(II)-Hydroxid ohne Luftsauerstoff
- Fe^{3+} :

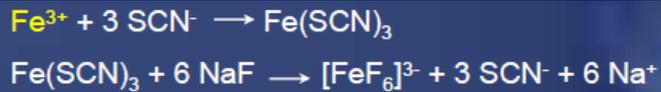
- unter Luftzufuhr das Eisen(III)-Hydroxid.

3. Sulfid:

- Fe^{2+} , Fe^{3+}
 - es bildet sich immer ein Eisen(II)-sulfid → schwarzer Niederschlag

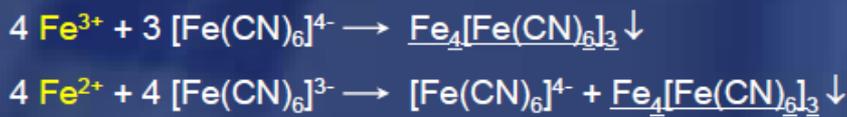
Nachweisreaktionen:

4) Eisen(III)-Thiocyanat:



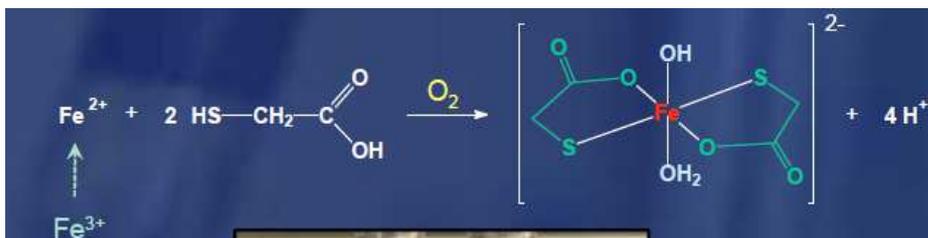
- Eisen(III) bildet mit Thiocyanat in saurer Lösung eine blutrot gefärbte Verbindung, → Eisenthiocyanat. → lässt sich in einer Mischung aus Ether und Amylalkohol ausschütteln.
- blutrote Färbung kann extrahiert werden mit Ether, Methylisobutylketon usw.

5. Berlinerblau / Turnbullsblau:



- Das Eisen(III)-Ion bildet mit Hexacyanoferrat(II) das Berlinerblau.
- Das Eisen(II)- Ion bildet mit Hexacyanoferrat(III) das Thumbullsblau
- Beide Verbindungen sind identisch → tiefblau gefärbt und in saurer Lösung beständig, aber werden durch Laugen zersetzt.

6. Thioglykolsäure – Komplex:



- Mit einer Eisen(II)- oder Eisen(III)-Salzlösung bildet sich in neutraler bis schwach alkalischer Lösung (pH 6-11) der violette Thioglykolsäure Eisenkomplex.
- Wenn Eisen(II) in der Lösung ist dann wird dieses durch den Luftsauerstoff zu Eisen(III) oxidiert.

7. Fe(II)-Chelat-Komplex mit Phenanthrolin:



- bildet mit Eisen (II) Ionen in saurer Lsg einen rötlichen Komplex.
- Postiver Nachweiß orange

Mangan

$Mn^{2+}, Mn^{4+}, Mn^{6+}, Mn^{7+}$

$(NH_4)_2S$ -Gruppe

- kommt in zahlreichen Oxidationsstufen vor . (Mn^{2+} rosa gefärbt , Mn^{4+} braun gefärbt , Mn^{6+} grün gefärbt , Mn^{7+} violett gefärbt)
- für die Stahlherstellung verwendet
- Mangan(IV) = Braunstein → elektrischen Batterien
- Aktivator für verschiedene Enzyme
- Permanganat ist ein starkes Oxidationsmittel

Physiologische Bedeutung:

- essentielles Spurenelement
- Coenzym (Insulinproduktion)

Pharmazeutische Verwendung:

- $KMnO_4$:
 - Desinfektionsmittel
 - Mundwasser, Gurgellösung → in stark verdünnter Lösung 0,2 %

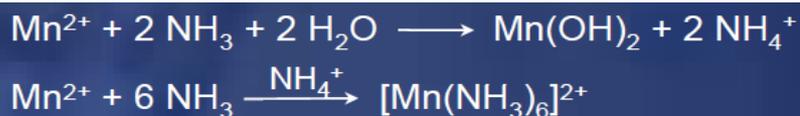
Allgemeine Reaktionen:

1. NaOH



- Mangan(II) bildet mit verdünnter Natronlauge einen weißen Niederschlag (Mangan(II)-Hydroxid) → löslich in Säuren , sehr Oxidationsempfindlich
- Mangan(II)-Hydroxid wird in alkalischer Lösung schon durch den Luftsauerstoff zu Mangan(IV) oxidiert. → Braunfärbung (daher Braunstein).

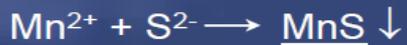
2. NH_3



- Mit verdünntem Ammoniak gibt Mangan das weiße Mangan(II)-Hydroxid
- Bei Anwesenheit von Ammoniumionen bleibt die Fällung aus → durch die Anwesenheit von schwach sauer Ammoniumionen wird die Anwesenheit von OH^- Ionen vermindert .

→ es bildet sich ein farbloser Hexaminkomplex

3. Sulfid



- fleischfarbiger Niederschlag (Mangansulfid) → leicht löslich (Essigsäure)

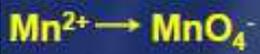
4. Na_2HPO_4 / NH_3 (Dinatriumhydrogenphosphat/Ammoniak)



- bei Anwesenheit von Dinatriumhydrogenphosphat und Ammoniak bildet sich ein weißer kristalliner Niederschlag (Manganammonphosphat).
- Ähnlicher Niederschlag Magnesium und Zink
- Bei Zugabe von 2 Tropfen Wasserstoffperoxid kommt es zu einer Braunfärbung → Mangan(II) wird zu Mangan(IV) oxidiert → Mg und Zink geben diese Reaktion nicht (Unterschied!)

Nachweisreaktionen :

- Nachweis beruht immer auf Oxidation



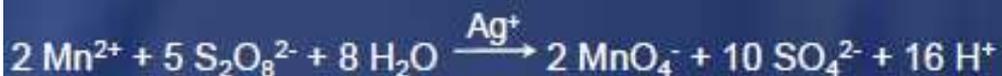
5. Oxidation in saurer Lösung:

- Metaperiodat:



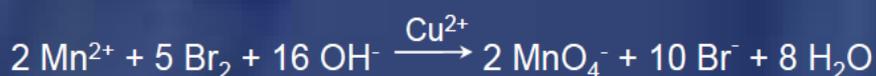
- Probelösung mit verdünnter Phosphorsäure angesäuert → dann Metaperiodat dazu.

- Ammoniumperoxodisulfat:



- In schwefelsaurer Lösung findet die Oxidation mit Ammoniumperoxodisulfat statt. Silberionen dienen dabei als Katalysator.

6. Oxidation in alkalischer Lösung:



Disproportionierung

- Oxidationsmittel = Bromwasser (= elementares Brom in Wasser gelöst)
- Kupfer(II) dient als Katalysator (eigentliche Oxidationsmittel ist das Hypobromid)
- Das elementare Brom disproportioniert in alkalischer Lösung zum Hypobromid und Bromid.

Aluminium



- Oxidationsstufe +3
- ist eine starke Kationsäure → umgibt sich mit einer Wasserhülle (Hexaquaokomplex) von der Protonen abgegeben werden können

techn. Verwendung:

- Metallbau
- Stromkabel
- Hochspannungsleitungen
- Metallisches Aluminium ist Bestandteil von Legierungen.

Pharmazeutische Verwendung:

- lösliche Aluminiumverbindungen wirken adstringierend , und antiseptisch
- $\text{Al}(\text{OH})_3$:
 - Immunadjuvans
- lösliche Al^{3+} - Salze:
 - äußerlich
 - Al-Kaliumsulfat , Al-acetat ,
 - adstringierend u. Antiseptisch
- AlCl_3 :
 - schweißhemmend (Deos)
- schwerlösl. Al^{3+} - Salze:
 - Antacidum (innerliche Anwendung)

peptischer Ulkus:

- Lesion der Magenschleimhaut (Entzündung)
- hervorgerufen durch *Helicobacter pylori*
- Übersäuerung des Magenschleimhaut

- Ursachen → Nikotin , Stress ,

allgemeine Reaktionen:



1. NaOH



- mit Lauge kommt es immer zur Hydroxidbildung.
- Bei tropfenweiser Zugabe von Natronlauge entsteht das gallertige farblose Aluminiumhydroxid → amphoter (löst sich in Säuren und Laugen)
-

2. NH₃



- immer Hydroxidbildung.
- Bei Zugabe von verdünntem Ammoniak bildet sich ebenfalls das gallertige Aluminiumhydroxid

3. Sulfid



- bildet kein Sulfid, es bildet sich ein schwer lösliches Hydroxid.
- Ammonsulfid dissoziiert im Wasser in Ammoniumionen und Sulfidionen: → zwischen den Sulfidionen , Hydrogensulfid und OH⁻ Ionen liegt ein Gleichgewicht in Wasser vor. → mit dem Aluminium bildet sich das schwer lösliche Aluminiumhydroxid.

Nachweisreaktionen:

4. Farblack mit Morin



- Aluminium und Morin geben in essigsaurer Lösung einen grün fluoreszierenden

- Farblack. → Zugabe von Ethanol zur Lösung sieht man die Fluoreszenz noch besser
- 3 Moleküle Morin bilden mit Aluminium den Farblackomplex
- Zirkon stört die Reaktion da es die selbe Fluoreszenz gibt
- pH Wert 4 (Essigsäure Natriumacetatpufferlsg)

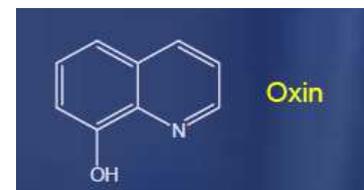
5. Farblack mit Chromazurol S

- bildet mit Aluminium in essigsaurer Lösung einen blauen Farblack
- Komplexbildung erfolgt zwischen dem Keton und dem Carboxylat
- pH Wert 6 (Ammoniumacetatpufferlsg)

Nachweisreaktionen:

6. Aluminiumoxinat

- Probelösung pH 6 mit Ammoniumacetat versetzen → Sulfidfreigabe → gelbes Al-Oxinat
- unter UV Licht → grünliche Fluoreszenz



Zink



(NH₄)₂S-Gruppe

- kommt ausschließlich in der Oxidationsstufe +2 vor
- Metallisches Zink löst sich beim Übergießen mit Säure und es kommt zur Wasserstoffentwicklung.
- Zinksalze sind farblos
- Zink = schwache Kationsäure.
- Zinksalze neigen zur Komplexbildung
- Zinkhydroxid ist amphoter

techn. Verwendung:

- Metallisches Zink wird für Legierungen eingesetzt
- Zink Kohle Batterie

Physiologische Bedeutung:

- essentielles Spurenelement
- Mangelerscheinungen:
 - Depression
 - Angstzustände
 - gestörtes Lernverhalten bei Kindern
 - verminderter Geruchs und Geschmacksinn
 - erhöhte Anfälligkeit für Erkrankungen

- Unterentwicklung der geschlechtsorgane
- trockene Haut , Risse
- auftretender Zinkmangel häufig bei :
 - Alkoholikern
 - älteren Menschen mit einseitiger Ernährung
 - best. Arzneimittel
- Nahrungsmittel die Zink enthalten:
 - Hühnerfleisch
 - Fisch
 - Meeresfrüchte
 - Vollkornprodukte
 - Milch

Pharmazeutische Verwendung:

- lösliche Zn²⁺ - Salze:
 - adstringierend u. Antiseptisch
- ZnO:
 - Zinkoxid wird als Hilfsstoff für Salben und Pasten verwendet.
- Insulin/Zn-Suspensionen:
 - Wirkungsverlängerung

allgemeine Reaktionen:

1. NaOH



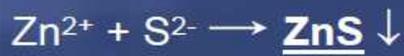
- Bei tropfenweiser Zugabe von Natronlauge entsteht ein weißes Zinkhydroxid → amphoter
- Bei Überschuß Natronlauge entsteht das farblose Tetrahydroxozinkat
- Zinkhydroxid löst sich auch in Säuren, es bildet sich das freie Zinksalz.

2. NH₃



- Zink und Ammoniak bilden das weiße Zinkhydroxid → löst sich im Überschuß Ammoniak auf und es bildet sich ein farbloser Tetraminkomplex.

3. Sulfid



- (mit Ammonsulfid)weiße Zinksulfid, das in verdünnter Salzsäure löslich ist.

4. $\text{Na}_2\text{HPO}_4 / \text{NH}_3$:



- mit Dinatriumhydrogenphosphat und Ammoniak bildet sich ein weißer kristalliner Niederschlag. → löslich in Säuren und verdünntem Ammoniak

Nachweisreaktionen:

5. Zinkhexacyanoferrat(III)



- es bildet sich ein schmutzig weißer Niederschlag der nur in konzentrierten Säuren löslich ist
- die Reaktion ist sehr empfindlich und wird zur Grenzprüfung auf Zink eingesetzt.

6. Zinkdithizonat:

- in schwach alkalischer Lösung gibt Dithizon mit Zink ein rotes Komplexsalz.
- Kupfer(II), Quecksilber(II) und Blei(II) müssen vor der Prüfung auf Zink quantitativ entfernt werden (Störung)

Erdalkaliverbindungen

	Mg²⁺	Ca²⁺	Sr²⁺	Ba²⁺
SO₄²⁻:	MgSO ₄	<u>CaSO₄</u> ↓	<u>SrSO₄</u> ↓	<u>BaSO₄</u> ↓
CO₃²⁻:	<u>MgCO₃</u> ↓	<u>CaCO₃</u> ↓	<u>SrCO₃</u> ↓	<u>BaCO₃</u> ↓
CrO₄²⁻:	MgCrO ₄	CaCrO ₄	<u>SrCrO₄</u> ↓	<u>BaCrO₄</u> ↓
OH⁻:	<u>Mg(OH)₂</u> ↓	<u>Ca(OH)₂</u>	<u>Sr(OH)₂</u>	<u>Ba(OH)₂</u>

- zu den Erdalkaliverbindungen gehören Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium

- und Radium
- Beryllium gehört in die Ammonsulfidgruppe und Magnesium findet sich in der Löslichen Gruppe.
- Die anderen finden sich in der Ammoncarbonatgruppe.
- höchste Oxidationsstufe der Erdalkalimetalle ist +2
- Nitrate und Chloride der Erdalkalimetalle sind leicht löslich
- bei den Sulfaten, Carbonaten und Chromaten nimmt die Löslichkeit von Magnesium zum Barium ab
- Magnesiumhydroxid ist relativ schwer löslich, Bariumhydroxid ist relativ leicht löslich.
- [Eine Lösung von Ba(OH)₂ nennt man Barytlauge]

Calcium



- Calcium-Verbindungen haben eine große technische Bedeutung zB Gips (CaSO₄) oder gebrannter Kalk (CaO).
- Calciumverbindungen findet man in allen Organismen.

Physiologische Bedeutung:

- Beim Menschen ist Calcium für den Aufbau von Knochen und Zähnen wichtig.
- Für die Muskelkontraktion und für die Blutgerinnung ist Calcium wesentlich.
- Außerdem reguliert es viele Enzyme.
- Der Tagesbedarf an Calcium liegt bei ungefähr 1 g.
- Die Calciumresorption wird durch Vitamin D geregelt. Eine Vitamin D-Mangelkrankung ist Rachitis. Dabei wird das Calcium aus den Knochen mobilisiert und der Knochen wird dadurch weich. Für Vitamin D-Bildung wird Sonnenlicht benötigt.

Pharmazeutische Verwendung:

- Ca²⁺ Ionen:
 - entzündungshemmend , antiallergisch
 - Calcium Substitution
 - CaCO₃, CaHPO₄ → Füllstoffe
- Ca²⁺ Alginate → Wundbehandlung
- Calcium-Substitution (zB bei Osteoporose-Behandlung und -Prophylaxe).

Allg. Reaktionen:

Viele Alkali- und Erdalkalimetalle geben die Flammenfärbung.

1. Flammenfärbung
 - Calcium färbt die Flamme ziegelrot

2. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$:



- Mit Ammoncarbonat bildet sich in ammoniakalischer Lösung das weiße Calciumcarbonat, → löst sich schon in schwachen Säuren
- Carbonatfällung muss in der Hitze vorgenommen werden, weil dadurch der Niederschlag leichter filtrierbar wird
- das Ammoncarbonat liegt als Ammoniumcarbaminat (Ammoniumsalz der Carbaminsäure) vor und dieses geht beim Erhitzen in Ammoncarbonat über.

3. Na_2HPO_4 :



- Calciumionen geben mit (Dinatrium-) Hydrogenphosphat einen weißen Niederschlag.
- Je nach Milieu hat dieser Niederschlag eine unterschiedliche Zusammensetzung . → In schwach alkalischer Lösung bildet sich zum Beispiel das tertiäre Phosphat. Es ist löslich in Säuren.

Nachweisreaktionen:

4. $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$:



- Calcium und Ammonoxalat geben in schwach essigsaurer Lösung ein weißes Calciumoxalat. Dieses ist in starken Säuren (wie HCl) löslich. Bariumionen stören die Reaktion, müssen daher vorher entfernt werden (z. B. mit Ammoniumsulfat).

5. $\text{Ca}(\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$:



- Calcium und Hexacyanoferrat(II) bilden mit überschüssigen Ammoniumionen in schwach ammoniakalischer Lösung einen weißen Niederschlag. Die Reaktion muß bei Raumtemperatur durchgeführt werden. Bariumionen geben die Reaktion nicht; Magnesiumionen stören.

6. GBHA – Chelat:

- GBHA gibt in alkalischer Lösung mit Calcium einen roten Chelatkomplex der sich in Chloroform ausschütteln läßt. Die Chloroformphase färbt sich rot. Barium stört die Reaktion, muß vorher als Sulfat gefällt werden (mit Natriumsulfat).

Strontium



Pharmazeutische Verwendung:

- Strontium Ranelat
- Osteoporose-Behandlung:
 - Hemmung des Knochenabbaues
 - Förderung des Knochenaufbaues

Barium:



- Oxidationsstufe +2
- Papierherstellung
- Röntgenkontrastmittel
- Feuerwerk

Toxizität:

- Bariumsulfat ist sehr schwerlöslich und daher ungiftig,
- löslichen Bariumsalze
 - (Bariumnitrat od Bariumchlorid) sind sehr giftig. Sie führen zu einer Kontraktion der glatten und quergestreiften Muskulatur.

Pharmazeutische Bedeutung:

Bariumsulfat wird als Röntgenkontrastmittel für den Magendarmtrakt verwendet.

Allg. Reaktionen:

- 1.) Flammenfärbung:
- Bariumionen geben eine fahlgrüne Flammenfärbung.

- 2.) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$:



- Mit Ammoncarbonat entsteht in ammoniakalischer Lösung weißes Bariumcarbonat. Die Fällung wird in der Hitze durchgeführt. Bariumcarbonat ist in Säuren löslich.

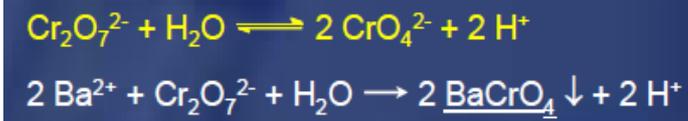
- 3.) Na_2HPO_4 :



- Mit Dinatriumhydrogenphosphat gibt es einen weißen Niederschlag unterschiedlicher Zusammensetzung. Im ammoniakalischer Lösung entsteht wieder das tertiäre Phosphat (-> Reaktion 3 bei Calcium). Das Phosphat ist löslich in Säuren.

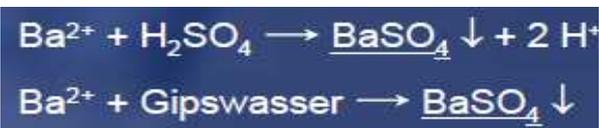
Nachweisreaktionen:

4.) Bariumchromat:



- Es bildet sich ein gelber Niederschlag das Bariumchromat.
- Die Reaktion verläuft am besten im essigsäuren Milieu.
- Zwischen Chromat und Dichromat gibt es ein pH- Wert-abhängiges Gleichgewicht. In saurer Lösung ist relativ wenig Chromat vorhanden, das Gleichgewicht liegt also auf der Seite des Dichromats.
- Im Alkalischen wird die Gleichung nach Rechts verschoben. Bariumchromat hat das kleinste Löslichkeitsprodukt der Erdalkalichromate und ist in Essigsäure unlöslich. Bariumchromat kann mit dieser Reaktion neben Magnesium, Strontium und Calcium nachgewiesen werden.

5.) Bariumsulfat



Lösliche Gruppe

- Die Lösliche Gruppe enthält Kationen die keine schwerlöslichen Niederschläge bilden. Dies sind vor allem Alkalimetalle; Natrium, Kalium Lithium aber auch das Ammoniumion (es ist ähnlich dem Kalium -> Ionenradius) und auch Magnesium.

Magnesium



- Magnesium kommt stets in der Oxidationstufe +2 vor.
- Es bildet im Unterschied zu den anderen Erdalkalimetallen ein leichtlösliches Sulfat, aber ein schwerlösliches Hydroxid.
- Magnesiumsalze geben keine Flammenfärbung;
- lösliche Magnesiumsalze schmecken bitter.
- Magnesit
- Chlorophyll
- Dolomit
- Magnesiumlegierungen zeichnen sich durch hohe Korrosionsbeständigkeit aus.
- Metallisches Magnesium verbrennt mit blendend weißem Licht. Das wurde früher für Blitzlicht ausgenutzt.

physiologische Bedeutung:

- Chlorophyll → Zentralatom (Pflanze)
- Coenzym Mensch / Tier

pharmazeutische Bedeutung:

- schwerlösl. Mg^{2+} - Salze:
 - Antacidum
- lösliche Mg^{2+} - Salze:
 - Magnesium-Substitution (Wadenkrämpfe)
- $MgSO_4$:
 - salinisches Abführmittel → Bittersalz

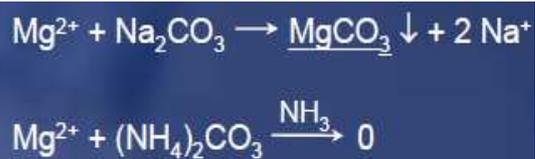
allg. Reaktionen:

1.) NaOH:



- Mit Natronlauge bildet sich ein schwerlösliches, flockiges, weißes Magnesiumhydroxid. Es ist leichtlöslich in allen Säuren.

2.) Na_2CO_3 / $(NH_4)_2CO_3$:



- Mit Natriumcarbonat entsteht das weiße Magnesiumcarbonat. Dieses ist leicht löslich in Säuren.
- In Gegenwart von Ammoniumionen tritt keine Fällung ein. Ebenfalls keinen Niederschlag gibt es bei der Fällung mit Ammoncarbonat. Das ist der Grund warum Magnesium nicht in die Ammoncarbonatgruppe gehört.

Nachweisreaktionen:

3.) Magnesiumammoniumphosphat



- In Gegenwart von Ammoniumionen in alkalischer Lösung, Hydrogenphosphat, und natürlich Magnesium kommt es zur Bildung eines weißen kristallinen Niederschlags. Dieser ist unlöslich in Ammoniak aber löslich in Säuren. Mangan und Zink geben eine ähnliche Reaktion.
- Die Erdalkalimetalle Calcium und Barium dürfen nicht anwesend sein. Sie geben ebenfalls weiße Phosphate.

4.) Titangelb-Farblack:

- Mit Titangelb gibt Magnesium im Alkalischen einen himbeerroten Farblack.

5.) Magnesiumoxinat:



- Magnesium gibt mit Oxin (8-Hydroxychinolin) einen schwerlöslichen gelben Chelatkomplex.
- Das Zentralatom Magnesium bildet dabei den Komplex mit 2 Molekülen Oxin. Die Reaktion wird vor allem eingesetzt um das Magnesium von Lithium abzutrennen.
- Störungen: Alkaliionen stören nicht, aber sämtliche Schwermetallkationen müssen abwesend sein.

Lithium

Li⁺

- Generell sind die Salze der Alkalimetalle farblos und kommen in der Oxidationsstufe +1 vor.
- Sie sind auch gut wasserlöslich.
- Lithium ist das leichteste Metall und zeigt enge Verwandtschaft zu Magnesium.
- Dies zeigt sich durch die Ausbildung schwerlöslicher Phosphate und Carbonate.
- Lithiumchlorid löst sich in einigen organischen Lösungsmitteln wie z. B. in einer Mischung aus Ether und Amylalkohol.
- Batterie

Pharmazeutische Verwendung:

- Lithiumsalze werden zur Langzeittherapie bei manisch-depressiven Psychosen eingesetzt.
- Lithiumsalze fördern auch die Harnstoff- und Harnsäureausscheidung weshalb sie früher bei Gicht Verwendung fanden.

Nachweisreaktionen:

1.) Flammenfärbung:

- Lithiumsalze geben eine intensiv rote Flammenfärbung.

2.) Löslichkeit von LiCl in organ. LM:

- kombinierbar Eisenperiodat-Reagenz
 - Methylisobutylketon (MgCl₂ stört)
 - Ethylether / Amylalkohol (4 : 1)

3.) Na₂CO₃:



- Es entsteht ein weißer kristalliner Niederschlag (Vergleich Reaktion mit Magnesium).

- Der Niederschlag fällt erst beim Erhitzen aus und ist sehr leicht löslich in Säuren.

5.) Eisenperiodat-Fällung:

- Lithium bildet mit Eisenperiodat einen blaß gelben Niederschlag. Die Probelösung muß neutral oder schwach alkalisch sein. Für die Reaktion wird die Lösung am Wasserbad kurz erwärmt.

Natrium



- Elementares Natrium ist ein sehr weiches Metall. Es reagiert explosionsartig mit Wasser. Fast alle Natriumsalze sind leicht löslich und haben eine große technische Bedeutung.
- Steinsalz
- Na-Lampen
- Waschmittel

Physiologische Bedeutung:

- osmotischer Druck

pharmazeutische Verwendung:

- Physiologische Kochsalzlösung:
 - Injektionslösungen
 - Infusionlösungen
 - Kontaktlinsenflüssigkeit
- NaCl
 - Atemwegserkrankungen
- Na₂SO₄
 - salinische Abführmittel
- NaHCO₃:
 - Antazidum

Nachweisreaktionen:

1.) Flammenfärbung:

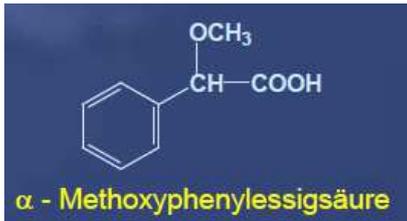
- Natriumionen geben eine intensiv gelbe Flammenfärbung. Um Natrium eindeutig nachzuweisen und nicht etwa Verunreinigungen durch Kalium, sollte die Färbung mindestens 10 Sekunden anhalten.#

2.) Natriumhexahydroxoantimonat:



- Mit Kaliumhexahydroxoantimonat gibt Natrium einen weißen kristallinen Niederschlag; die Prüflösung muß dabei alkalisch sein. Der Niederschlag bildet sich auch erst mit der Zeit. Die Reaktion ist relativ schlecht als Nachweis, da fast alles außer Kalium stört.

3.) Natriumhydrogen- α -methoxyphenylacetat:



- Natrium bildet mit α -Methoxyphenyllessigsäure einen weißen kristallinen Niederschlag, der sich aber meist erst bei Kühlung mit Eiswasser bildet. Calcium und Bariumionen stören die Reaktion.

Kalium



- Kalium ist ein Alkalielement der löslichen Gruppe und ist dem Natrium sehr ähnlich.
- Elementares Kalium ist ein weiches, silbrig glänzendes Metall, das sich noch reaktionsfreudiger als metallisches Natrium darstellt, indem es noch heftiger mit Wasser reagiert.
- Kaliumsalze geben eine violette Flammenfärbung.
- Viele Kaliumsalze sind schwerer löslich als entsprechende Natriumsalze. Z. B. ist Natriumhydrogentartrat leicht-, Kaliumhydrogentartrat aber schwerer löslich.
- Schwarzpulver
- Düngemittel

physiologische Bedeutung:

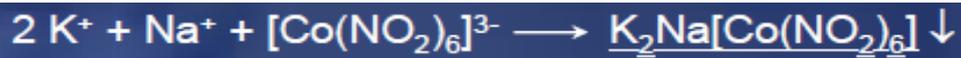
- normale Herz- u. Muskeltätigkeit
- normale Nervenfunktion
- osmotischer Druck

Pharmazeutische Verwendung:

- KCl :
 - Kalium - Substitution
- KI :
 - Struma-Prophylaxe
 - Iodid – Substitution
 - Expectorans

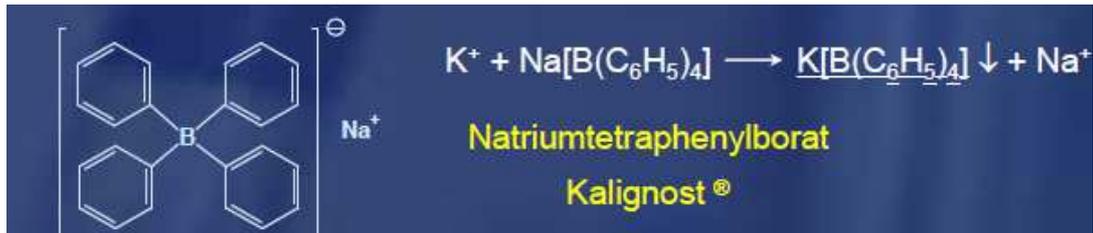
Nachweisreaktionen:

- 1.) Flammenfärbung:
 - Kaliumionen geben eine blaß violette Flammenfärbung. Diese wird leicht durch andere Färbungen überdeckt.
- 2.) Kaliumnatriumhexanitrocobaltat(III):



- Kalium gibt mit Natrium-Hexanitrocobaltatlösung einen gelborangen Niederschlag, das Kaliumnatriumhexanitrocobaltat(III). Die Zugabe von Alkohol steigert die Empfindlichkeit. Ammoniumionen stören da sie die selbe Reaktion geben und müssen daher zerstört werden.

3.) Kaliumtetrphenylborat:



- Kalignost® gibt mit Kalium einen weißengrobkörnigen Niederschlag. Die Reaktion wird in neutraler oder essigsaurer Lösung durchgeführt. Ammoniumionen müssen abwesend sein.

Ammonium



- Das Ammoniumion hat einen fast gleich großen Ionenradius wie Kalium und ist diesem sehr ähnlich (-> Kalium).
- Ammoniumsalze sind bei höherer Temperatur flüchtig oder können sich auch zersetzen. So verflüchtigen sich Ammoniumchlorid oder Ammoniumcarbonat beim Erhitzen, das feste Ammoniumnitrat zersetzt sich bei Hitze explosionsartig.
- Salmiakgeist (NH₄OH)
- Düngemittel

Toxizität:

- Einfluss auf Säure Basen Haushalt

Verwendung:

- NH₄Cl:
 - Expectorans
- NH₄Br:
 - Sedativum
- (NH₄)₂CO₃:
 - Backpulver

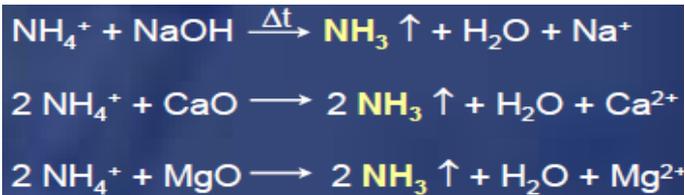
Pharmazeutische Bedeutung:

- Ammonchlorid wird therapeutisch als Expektorans(Schleimlösendes Mittel, Hustenmittel) verwendet.
- Ammoniumbromid findet als Sedativum Verwendung.
- Ammoniumcarbonat (=Hirschhornsalz) wird auch als Backpulver verwendet.

Nachweisreaktionen:

Ammoniumionen müssen aus der Urprobe nachgewiesen werden.

1.) NH₃:



- Aus Ammoniumionen kann man mit Natronlauge oder mit Calciumoxid Ammoniak freisetzen. Dieser wird entweder durch den charakteristisch stechenden Geruch, oder die Blaufärbung eines befeuchteten Indikatorpapiers nachgewiesen.
- Verwendet man Natronlauge, so führt man die Reaktion in einer Eprovette durch und erhitzt leicht.
- Wenn festes Calciumoxid herangezogen wird, so verwendet man am besten ein Urglas.

2.) Nachweis mit "Neßlers Reagenz":



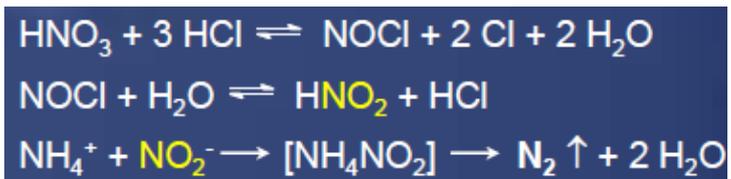
- Dabei handelt es sich um eine sehr empfindliche Reaktion, die dem Nachweis von Ammonium im Trinkwasser dient. Das "Neßlers Reagenz" ist eine alkalische Lösung von Tetraiodomercurat(II). Sind Ammoniumionen anwesend so entstehen rotbraune Flocken [= das Iodid der Millon'schen Base (Diquecksilberammoniumiodid)]

Zerstörung von Ammoniumsalzen:

3.) Zerstörung mit Natriumnitrit



4.) Zerstörung mit Königswasser:



- Königswasser ist eine Mischung aus einem Teil konzentrierter Salpetersäure und 3

Teilen konzentrierter Salzsäure. Es entsteht elementares Chlor (genaugenommen Chlorradikale) und NOCl. Dies ist das Säurechlorid der Salpetrigen Säure. Es reagiert mit Wasser zu Salpetersäure. Das Nitrit reagiert mit den Ammoniumionen zu elementarem Stickstoff und Wasser.



Einteilung der Anionen nach Bunsen

- Im Gegensatz zu den Kationen, gibt es bei den Anionen keinen Trennungsgang.
- Die Einteilung der Anionen nach Bunsen erfolgt nach der Schwerlöslichkeit der Silber und Bariumsalze.

Es gibt 7 Gruppen:

- 1. Gruppe:
 - Zu dieser Gruppe gehören Anionen deren Silbersalze schwerlöslich sind (unlöslich auch in Salpetersäure); Die Bariumsalze der Selben sind leichtlöslich. Hierher gehören: Chlorid, Bromid, Iodid, Thiocyanat, Hexacyanoferrat(II) und (III).
- 2. Gruppe:
 - Die Silbersalze sind auch schwerlöslich aber löslich in Salpetersäure. Die Bariumsalze sind leichtlöslich. Hierher gehören: Acetat, Sulfid, Nitrit
- 3. Gruppe:
 - Die Ionen dieser Gruppe bilden weiße Silbersalze, die löslich in Salpetersäure sind und schwerlösliche Bariumsalze. Hierher gehören: Carbonat, Oxalat, Tartrat, Sulfit, Borat
- 4. Gruppe:
 - Die Silbersalze sind gefärbt und schwerlöslich, die Bariumsalze sind ebenfalls schwerlöslich. Hierher gehören: Phosphat, Arsenat, Arsenit, Thiosulfat
- 5. Gruppe:
 - Die Silbersalze und auch die Bariumsalze sind leichtlöslich. Hierher gehören: Nitrat, Permanganat
- 6. Gruppe:
 - Die Silbersalze sind leichtlöslich und die Bariumsalze sind schwerlöslich. Hierher gehören: Sulfat, Fluorid
- 7. Gruppe:

- Feuerfeste Anionen: Silikate

Nachweis der Anionen:

- Auf die Anionen muß einzeln geprüft werden. Der Nachweis der Anionen erfolgt teils aus der Urprobe teils aus dem Sodauszug.

Anionen Vorproben:

⇒ Versetzen mit AgNO_3 } A) Einteilung der Anionen nach Bunsen
 ⇒ Versetzen mit BaCl_2 }

⇒ Erhitzen mit verd. H_2SO_4 } B) Gasentwicklung beobachten
 ⇒ Erhitzen mit konz. H_2SO_4 }

⇒ Reaktion mit KI / Stärke } C) Prüfung der Redox-Eigenschaften
 ⇒ Reaktion mit KI / I_2 / Stärke }
 ⇒ Reaktion mit KMnO_4 }

Halogeniede:

Fluorid

VI: F⁻

- Elementares Fluor ist ein gelbgrünes Gas, das sehr giftig und sehr reaktionsfreudig ist.
- Fluorwasserstoffsäure (= Flußsäure) ist eine starke flüchtige Säure und bildet gerne Wasserstoffbrücken aus (aus diesem Grund ist sie auch flüssig im Gegensatz zu HCl , HBr und HI , die gasförmig sind).
- Flußsäure ist stark ätzend und sehr giftig (kann auch Glas ätzen).
- Fluorid als Anion ist ein Ligand bei vielen Komplexen.
- zur Kariesprävention:

- 1) Systemisch:
(=man nimmt Fluorid auf in Form von Fluoridtabletten)

Haifischgebiss aus reinem Fluorapatit (Vorbild)

- 2) Lokale Applikation:

- Einsatz von fluoridhaltigen Zahnpasten
 - Aminfluorid , Natriumfluorid

- es entsteht auf den Zähnen eine Kalziumfluoriddeckschicht
- puffert entstehende bzw gebildete Säure ab → Karies kann nicht entstehen
- erheblich geringere systemische Fluoridbelastung

Toxizität:

- Enzymgift

Physiologische Bedeutung:

- essentielles Spurenelement

Pharmazeutische Verwendung:

- NaF:
 - Karies - Prophylaxe
- Halothan:
 - Inhalationsnarkotikum

Allgemeine Reaktionen: (als Vorproben zu sehen)

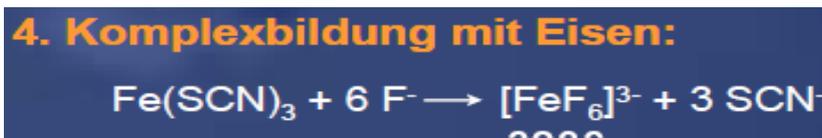


ad 1 und 2

- mit Silbernitrat keine Reaktion
- mit Bariumchlorid weißer Niederschlag , schwerlöslich , nur in Säuren



- es entsteht Fluorwasserstoff



- Komplex kann durch Fluoridionen zerstört werden
- Eisenfluoridkomplex ist farblos
- Das rote Eisenthiocyanat wird bei Anwesenheit von Fluorid zerstört, und es bildet sich ein farbloser Fluorkomplex (Hexafluorokomplex).

Nachweisreaktionen :

5) Calciumfluorid



- weißer Niederschlag
- schwerlösliches Calciumfluorid

6) Zerstörung von Zirconium – Alizarin Farblacken:



- - Komplex durch Fluoridionen zerstört
 - es bildet sich eine Zirkonchloridkomplex (löslich , farblos)
 - beruht auf Zerstörung eines vorhandenen Komplexes
 - Zircon gibt mit Alizarin Seinen rotvioletten Farblack. Bei Zugabe von Fluorid entsteht ein Zirconfluoridkomplex und Alizarin S wird frei. Dieses ist gelb gefärbt.

Chlorid:

I: Cl⁻

- elementares Chlor stark toxisches Gas
- technisch als starkes Oxidationsmittel verwendet
- im Labor als Bleichmittel → Papierherstellung
- Desinfektionsmittel → Bad
- HCl → stechend riechend farblos , sehr gut in Wasser löslich

Physiologische Bedeutung:

- in allen Körperflüssigkeiten enthalten , wichtiges Elektrolyt
- Bestandteil der Magensäure → 0,1 molare Salzsäure
-

Pharmazeutische Bedeutung:

- Nährstoff Substitution , Mineralstoffsubstitution
- Steigerung der Löslichkeit → Hydrochloride herstellen
- Atemwegserkrankungen → Inhalieren von Nasensprays

Allgemeine Reaktionen:



ad 1 und 2

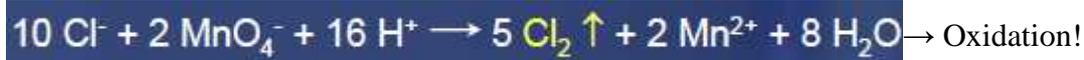
- mit Silbernitrat weißen Niederschlag , unlöslich in Salpetersäure, löslich in verdünntem Ammoniak
- mit BaCl₂ kein Niederschlag



- es entweicht HCl Gas → nachweisen mit feuchtem Indikatorpapier (färbt sich rot)

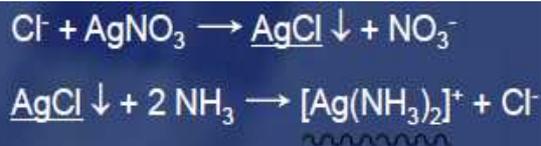
Nachweisreaktionen:

4) Oxidation zum elementaren Chlor:



- Permanganat zu Mn²⁺ reduziert
- Chlorid zu Chlor oxidiert
-

5) Silberchlorid:



- Bildung von Silbernitrit → weißer Niederschlag , in Salpetersäure unlöslich, löst sich in verdünntem Ammoniak
-

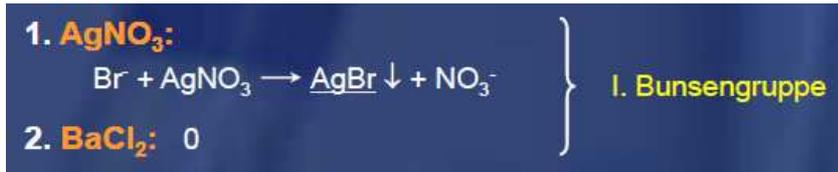
Bromid

- leitet sich von elementarem Brom ab (rotbraune Flüssigkeit , auch bei Zimmertemp.)
- sehr stark toxisch , schwere Verätzungen , Bromdämpfe reizen Atemwege
- Gegenmittel Natriumthiosulfat (gutes Reduktionsmittel) → elementares Brom zu Bromid (ungefährlich)
- Bromwasser → Oxidationsmittel als Reagenz (im Praktikum)

pharm. Verwendung

- Beruhigungsmittel (Sedativa)
- anorg. Vertreter geringe therapeutische Bandbreite
- Bromismus !
- Natriumbromid , Ammonbromid , Kaliumbromid → im Arzneibuch vertreten

allgemeine Reaktionen:



ad 1 und 2

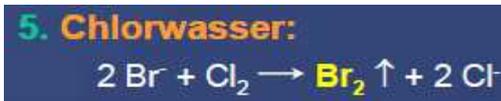
- mit Silberbromid schwach gelben Niederschlag , unlöslich in Salpetersäure, löslich in konzentrierter NH₃



- mit Bariumchlorid keine Reaktionen
- mit Schwefelsäure braune Bromdämpfe
 - 3 wichtige Eigenschaften der konzentrierten Schwefelsäure
 - sauer
 - wirkt oxidierend
 - stark wasserentziehend (wichtig bei veresterung)



- rotbraune Bromdämpfe
- violette Permanganatlg wird entfärbt
- Kaliumpermanganat starkes Oxidationsmittel



- Bromid wird mit elementaren Chlor zu Brom oxidiert

Nachweisreaktionen:

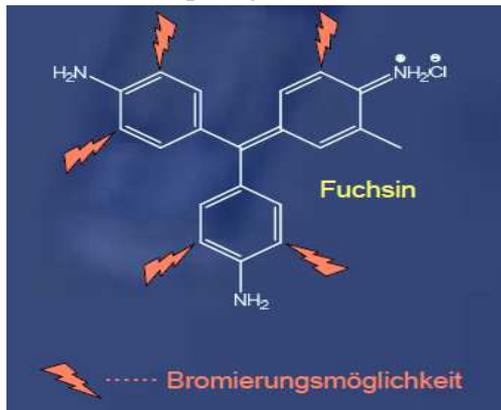
6) Oxidation mit Chloramin T:



- Chloramin T Salz haltbar, → mit Salzsäure versetzen , elementares Cl wird freigesetzt
- Redox-Reaktion Bromid zu elementarem Brom oxidiert , Cl zu Chlorid reduziert
- Dichlormethan , Chloroform → schwerer als Wasser → Chloroformperle rotbraun
- man kann Chlorid und Bromid sehr gut unterscheiden
- Chloramin T ist ein weißes Pulver, das, wenn es mit Salzsäure versetzt wird, elementares Chlor abspaltet. Dieses oxidiert Bromid zu Brom. Wenn man das entstandene Brom in einer Epruvette mit Chloroform ausschüttelt so reichert sich das Brom in der Chloroformphase an und färbt diese braun.

7.) Farbreaktion mit Fuchsin

- Fuchsin → Triphenylmethan Farbstoff



- Bromid wird zu Brom oxidiert
- Farbverschiebung
- durch bromierung rot violetter Farbstoff
- Grundstruktur merken!

Iodid

I: I

- löst sich in reinem Wasser sehr schlecht
- Iodlösung im Arzneibuch
- Löslichkeit verbessern indem man Iodid hinzugibt,
- essentielles Spurenelement
- bei Iodmangel , vergrößerung der Schilddrüse
- Meeresfisch, Spinat Milch relativ viel Iodid
- Metallisches Iod kommt in Form von schwarzgrauen Blättchen vor, die beim Erwärmen violette Dämpfe abgeben.
- Iodwasserstoff ist ein farbloses, stechend riechendes Gas, das sich in Wasser löst und eine starke Säure bildet.
- Iodide werden leicht zu elementarem Iod oxidiert.

pharm. Verwendung:

- Kaliumiodid
 - Expectorans
 - Struma prophylaxe
 - Iodid substitution
- alkoholische Iodlösung → antiseptisch und blutstillend
- organische Verbindungen die viel Iod enthalten → Röntgenkontrastmittel

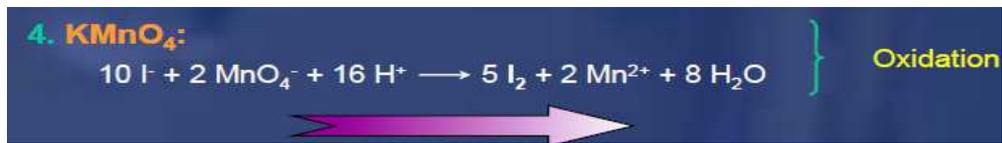
allgemeine Reaktionen:



- Silbernitrat: Es bildet sich gelbes Silberiodid, das unlöslich in Salpetersäure und schwerlöslich in Ammoniak ist.
- Bariumchlorid: Es kommt zu keiner Reaktion.



- Violette Ioddämpfe entweichen



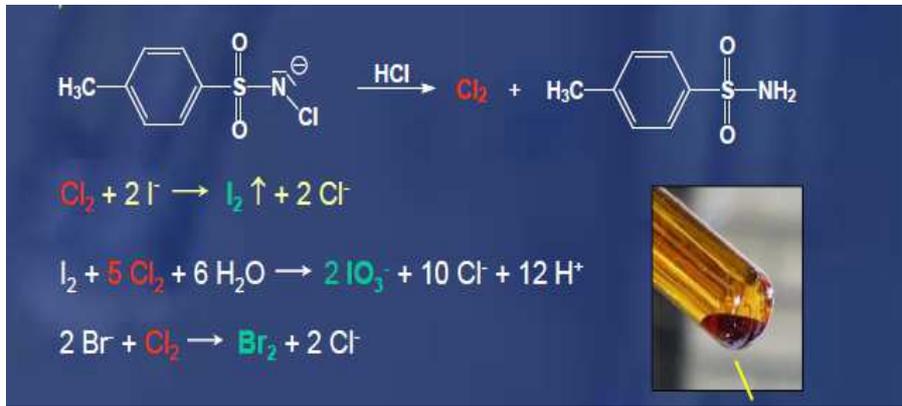
- Dichromat oxidiert alle Halogenide; Nitrit und Eisen(III) oxidieren nur Iodid, nicht aber Bromid.

Nachweisreaktionen:

5) Oxidation zu elementarem Iod:



a) mit Chloramin T :



- mit Salzsäure elementares Chlor freisetzen
- Iodid zum elementaren Iod oxidiert
- Bei dieser Reaktion können Bromid und Iodid nebeneinander nachgewiesen werden! Zuerst wird aus dem Chloramin T elementares Chlor freigesetzt.
- Dieses oxidiert zuerst Iodid zum Iod (weil Iod ein geringeres Redoxpotential hat), bei weiterer Zugabe von Chloramin T wird Iod weiter zum farblosen Iodat oxidiert. Erst dann wird Bromid zu Brom oxidiert. Die Reaktion wird in einer Epruvette mit Chloroform durchgeführt. Zunächst wird die Chloroformperle violett (-> Iod), dann farblos (-> Iodat) und schließlich braun (-> Brom).

b) mit Kaliumdichromatlösung



- Dichromat zu Chrom 3 reduziert
- Iod verbindet sich mit Iodid und bildet das Triiodid

Nachweisreaktionen:

6.) Iodstärke Reaktionen



Schwefel-haltige Anionen:

- Sulfid
- Sulfat
- Thiosulfat

- leiten sich vom elementaren Schwefel ab → wird äußerlich bei Hauterkrankungen verwendet, Mykosen, Ekzeme
- früher innerliche Verwendung → Laxans (Abführmittel)
- Verwendung auch in Homöopathie → Sulfur

Sulfid

II. S²⁻

- leiten sich von Schwefelwasserstoff (H₂S) ab, giftiges Gas, blockiert die Sauerstoffübertragenden Enzyme → inneres Ersticken
- Vergiftungsgefahr gering → Gestank
- in höheren Konzentrationen würde man nichts mehr riechen → lähmt Sinnesorgane
- meisten Sulfide schwerlöslich
- Erdalkalimetalle leicht lösliche Sulfide

allgemeine Reaktionen:



- mit Silbernitrat schwerlösliches Sulfid es bildet sich schwarzer Niederschlag, nur löslich in Salpetersäure
- mit Bariumchlorid keine Reaktion



- ansäuern → H_2S
- Bleiacetatpapier → Filterpapier reagiert mit H_2S bildet Bleisulfid auf Papier → Papier färbt sich schwarz (bei Anwesenheit von Bleisulfide)
- Bei Ansäuerung mit verdünnter Schwefelsäure entweicht Schwefelwasserstoff. Dieser kann über den Geruch oder mit Bleiacetatpapier nachgewiesen werden. Schwefelwasserstoff und Bleiacetat geben schwarzes Bleisulfid (Reaktion 4).

4. I_2 / Stärke:



- Iod wird zu Iodid reduziert
- Sulfid zu elementarem Schwefel oxidiert
- Sulfide sind Reduktionsmittel und können Iod zu Iodid reduzieren. Gibt man zu der blauen Iod/Stärke-Lösung eine Sulfidlösung, so wird Iod zu Iodid reduziert und die Blaufärbung verschwindet.

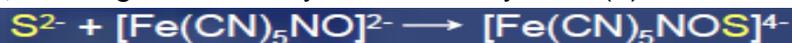
5. KMnO_4 :



- Sulfid zu Sulfat oxidiert
- Entfärbung der violetten Permanganatlg

Nachweisreaktionen:

6.) Bildung von Pentacyanothionitrosylferrat(II):



- schwach alkalische Probelösung → üblich direkt den Sodauszug
- Pentacyanonitrosylferrat zum Sodauszug hinzugeben → wenn Sulfid anwesend ist, schöne intensive violette Färbung → Pentacyanothionitrosylferrat
- auch Thiosulfat und Sulfit damit nachweisbar → mit metallischem Zink in salzsaurer Lsg. Zu Sulfid reduziert (wenn bereits Sulfid in Probe enthalten funktioniert es nicht)

Sulfit: (H₂SO₃)

III: SO₃²⁻

- leitet sich von schwefeliger Säure ab
- gute Reduktionsmittel!
- Sulfite sind Salze der schwefligen Säure (H₂SO₃)! Die Schweflige Säure ist ein gutes Reduktionsmittel und wird zur Desinfektion von Weinfässern, sowie als Bleich- und Konservierungsmittel verwendet.
- Im Arzneibuch ist die Schweflige Säure (Azidum sulfurosum) zur äußerlichen Anwendung bei Hauterkrankungen beschrieben.

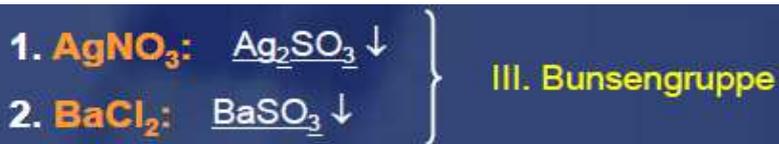
Verwendung:

- Desinfektionsmittel (für Weinfässer)
- Bleich und Konservierungsmittel

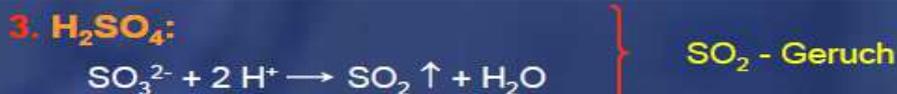
pharm. Verwendung:

- acidum sulfurosum bei Hauterkrankungen → früher

allgemeine Reaktionen:



- mit Silbernitrat weißer Niederschlag , löst sich in Salpetersäure
- mit Bariumchlorid , weißer Niederschlag , löst sich in Salpetersäure



- SO₂ wird freigesetzt, farbloses Gas , stechender Geruch ,
- SO₂ entsteht beim Ansäuern von Sulfit



- Blaufärbung wird entfärbt Sulfit zu Sulfat oxidiert
- Iod zu Iodid reduziert
- Sulfit und Schwefelige Säure sind gute Reduktionsmittel. Die blaue IodStärkelösung wird entfärbt; das Sulfit wird zu Sulfat oxidiert.

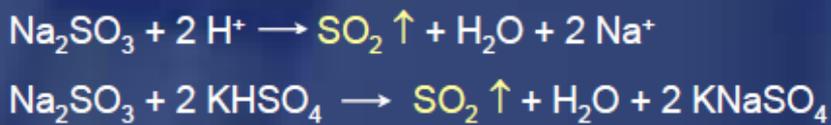
5.) Kaliumpermanganat:



- violette Permanganatlg wird entfärbt
- Sulfid kann auch mit Kaliumpermanganat in saurer Lösung zu Sulfat oxidiert werden. Permanganat wird dabei zu Mangan(II) reduziert.

Nachweisreaktion:

6.) (Arzneibuchnachweis) Bildung von Schwefeldioxid



- Festprobe mit Kaliumhydrogensulfat (feste Säure) verreiben → SO₂ wird freigesetzt

7.) Entfärbung von Iod



- Iodlg → kaliumtriiodidlg
- Kaliumtriiodid mit Sulfid in Verbindung → Redox
- durch Iodstärke blaue Einschlussverbindung

Sulfat:



- meistens leicht löslich bis auf Erdalkalisulfate → schwer löslich
- Sulfat stabil gegenüber Oxidations- bzw. Reduktionsmittel
- Sulfat ungiftig → Sulfat- Ion nutzt Körper zur Entgiftung
- Sulfat leitet sich von der Schwefelsäure ab. Die meisten Sulfate sind leichtlöslich, eine Ausnahme machen jedoch die Erdalkalisulfate, denn diese sind, bis auf das Magnesiumsulfat, schwerlöslich.
- Das Sulfation ist sehr stabil und ungiftig für den Menschen.
- Viele Arzneistoffe werden an Sulfat gebunden ausgeschieden

physiologische Bedeutung:

- Metabolisierung von Arzneistoffen
- wasserlösliche Form

- Konjugation mit Schwefelsäure → Metabolit wird wasserlöslich → über Niere ausgeschieden

pharmazeutische Verwendung:

- Bariumsulfat als Röntgenkontrastmittel
- Natriumsulfat (Glaubersalz) Magnesiumsulfat als salinische Abführmittel

allgemeine Reaktionen :



- mit Silbernitrat keine Reaktionen
- mit Bariumchlorid weißes Bariumsulfat (schwer löslich! Unlöslich in konzentrierter Salzsäure)



- Bleisulfat schwer löslich

Thiosulfat



Verwendung :

- Natriumthiosulfat → mildes Reaktionsmittel
- als Fixiersalz in Photographie verwendet
- bildet mit vielen Schwermetallen lösliche Komplexe

pharmazeutische Bedeutung

- Hauterkrankungen äußerlich
- Lokalantidot bei Schwermetallvergiftungen
- erste Hilfe bei Bromverätzungen

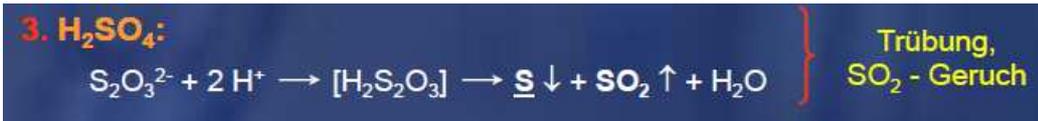
(ad Versuch

- auf die vorbereitete Proben 1-2 Tropfen Salzsäure geben
- Platindraht ins Feuer halten, in Probe eintauchen und wieder ins Feuer → Flammenfärbung
- Natriumflamme → Orange
- Lithium Lithiumrot
- Kaliumflamme ziegelrot
- Kaliumflamme violett → durch viele andere Färbungen überdeckt
- Kupferflamme blaugrün → Beilsteinprobe
- Bariumflamme fahl grün)

Vorproben:

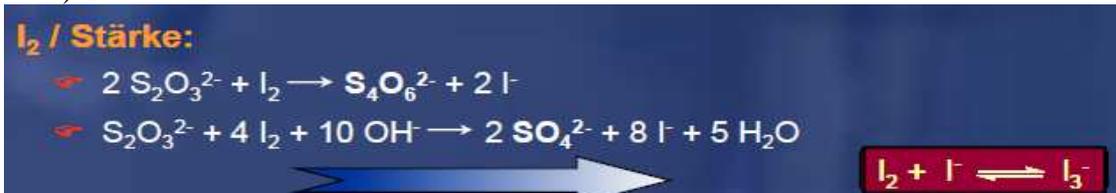


- mit Silbernitrat bildet sich Silberthiosulfat → weißer Niederschlag wird aber recht schnell schwarz → löslich in Salpetersäure
- mit Bariumchlorid → Bariumthiosulfat



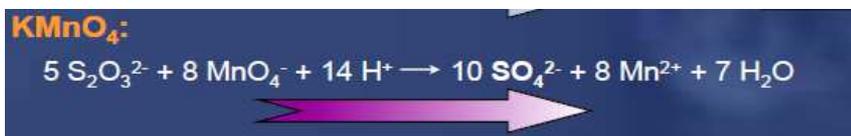
- bei ansäuern → Geruch SO_2 → Lsg wird trüb
- Zunächst bildet sich Thioschwefelsäure ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$)' Diese ist jedoch unbeständig und zerfällt in elementaren Schwefel und Schwefeldioxid. Durch den ausgefallenen Schwefel wird die Lösung milchig trüb und bekommt einen stechenden Geruch ($\rightarrow \text{SO}_2$)' Am Wasserbad wird die Reaktion beschleunigt.

4.) Iod/ Stärke:



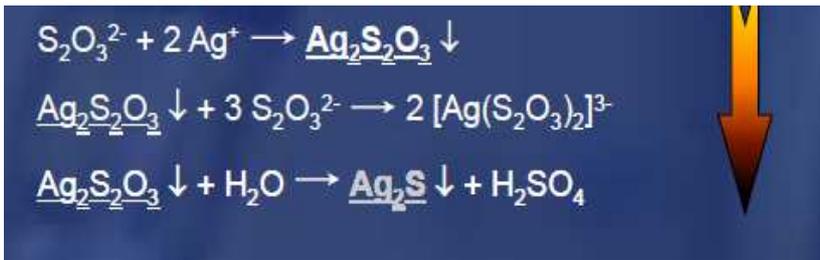
- es kommt zur Entfärbung der blauen Iodstärkelösung durch Reduktion von Iod
- Thiosulfat zu Tetrathionat oxidiert → in neutraler oder schwach saurer Lösung
- Die Iod/Stärkelösung wird entfärbt, da Thiosulfat reduzierend wirkt und selbst in schwach saurer oder neutraler Lösung zu Tetrathionat oxidiert wird. In alkalischer Lösung wird Thiosulfat bis zum Sulfat oxidiert.

5.) Kaliumpermanganat:



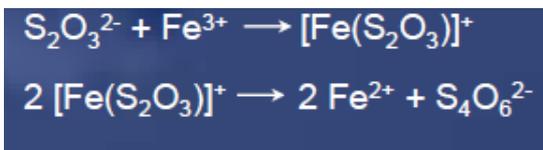
- mit Kaliumpermanganat Thiosulfat zu Sulfat
 - Permanganat zu Mangan 2 reduziert → entfärbung der violetten Permanganatlösung
 - in saurer Lsg Permanganat reduktion von Mangan 7 zu Mangan 2
 - in alkalischer Lösung Permanganat reduktion von Mangan 7 zu Mangan 4
- Nachweisreaktionen

6.) Silberthiosulfat/Silberthiosulfid



- weißes Silberthiosulfat Niederschlag → Silbersulfid
- im Überschuss Thiosulfat wäre Niederschlag löslich → farbloser Thiosulfatkomplex entsteht
- weißer Niederschlag nicht beständig → wird hydrolysiert → Wasser und Schwefelsäure
- langsamer Farbübergang → am Ende schwarz → Umwandlung wird durch Wärme beschleunigt
- Sulfid Ionen stören diese Reaktion → es würde sofort die Farbe auf schwarz wechseln
- Es bildet sich weißes Silberthiosulfat, das im Überschuß Thiosulfat löslich ist. Daher muß Silbernitrat im Überschuß vorhanden sein. Das entstandene Silberthiosulfat ist unbeständig und zerfällt zu Silbersulfid (schwarz) und Schwefelsäure; viele Farbabstufungen treten auf. Erwärmen beschleunigt die Reaktion. Es stört Sulfid.

7.) Fe(III)-Thiosulfatkomplex



- es entsteht ein violetter Eisenthiosulfatkomplex → nicht beständig → zerfällt
- Eisen (III) zu Eisen (II) reduziert
- Thiosulfat und Eisen(III) bilden einen violetten Komplex, der jedoch recht schnell abgebaut wird. Das Eisen(III) wird zu Eisen(II) reduziert.

8.) Reduktion von Iod



- (Triiodidlsg)
- Thisulfat zu Iod hinzu
- Entfärbung der blauen Iodstärkelösung

Stickstoffhaltige Anionen:

Nitrit:

II: NO_2^-

- Salze der salpetrigen Säure
- schwerlösliches Nitrit = Silbernitrit
- sonst alle leicht löslich
- Nitrite sind die Salze der Salpetrigen Säure. Bis auf Silbernitrit sind alle Nitrite leicht löslich. Sie sind toxisch und oxidieren im Hämoglobin das Eisen(II) zu Eisen(III), der Sauerstoff transport wird unmöglich.
- Außerdem können aus Nitrit krebserregende Nitrosamine entstehen. Teilweise ist Nitrit im Pökelsalz enthalten.
- Es gibt keine pharmazeutische Verwendung für Nitrit.

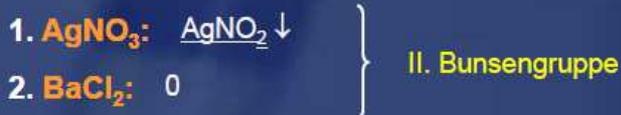
Toxizität:

- Nitrite toxisch

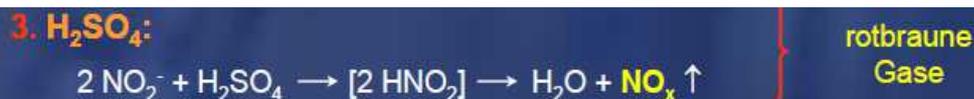
Vorkommen in Nahrungsmitteln:

- geräucherte Nahrungsmittel enthalten Nitrit (Schinken)

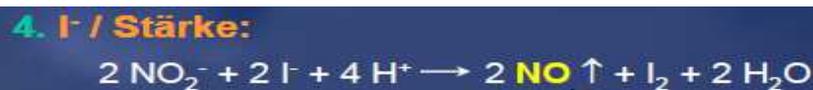
Vorproben:



- weißer Niederschlag mit AgNO_3
- mit BaCl_2 keine Reaktion



- Nitrit ansäuern \rightarrow salpetrige Säure
- Die unbeständige Salpetrige Säure bildet sich, zerfällt aber in Wasser und Stickoxide (rotbraun gefärbte, giftige Gase).



- Nitrit Ion wirkt oxidierend
- Nitrit Ion oxidiert Iodid zu elementarem Iod
- farblose Lösung färbt sich blau

5. KMnO_4^- :



- Nitrit wird selbst oxidiert → Kaliumpermanganat wirkt stärker oxidierend
- Nitrit wird zu Nitrat oxidiert
- Reduktion von Mn7 zu Mn2 → Entfärbung violette Permanganatlösung
- Mit Kaliumpermanganat wird Nitrit zu Nitrat oxidiert; das violette Kaliumpermanganat wird dabei entfärbt.

Nachweisreaktionen

6.) Farbreaktion mit Lunges Reagenz:

- Lunges Reaktion
- spezifisch für Nitrit
- kaum Störungen
- eindeutiger Nachweis
- Sodauszug mit Essigsäure angesäuert → mit Lunges Reagenz versetzt bei Anwesenheit von Nitrit bildet sich ein violetter Azo-Farbstoff
- Lunges Reagenz = Mischung aus Sulfaninsäure (Lunge I) +1, Naphtylamin (Lunge II) → mischt man zu gleichen Teilen
- N-(1-Naphtyl-)ethylendiamin → leichter in Wasser löslich
- Diazoniumsalz → Mesomerie stabilisiert ,
- Farbe entsteht nach Azo-Kopplung mit Naphtylamin → Azo-Farbstoff (entsteht immer)
- Bei dieser Reaktion gibt es sogut wie keine Störungen. Sulfanilsäure wird mit Salpetriger Säure diazodiert und es entsteht ein Diazoniumsalz (Charakteristikum: Stickstoff-3fachbindung). Dieses wird mit a-Naphtylamin umgesetzt, es entsteht ein roter Azofarbstoff mit einer Stickstoffdoppelbindung. Die Lungesreaktion ist ein spezifischer Nachweis für Nitrit.

7.) Reduktion zu NH_3

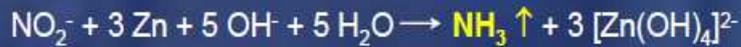
- nur mit sehr starken Reduktionsmitteln

a) mit Devardascher Legierung:



- Mischung aus metallischem Kupfer Aluminium und Zink
- wirkt stark reduzierend
- Nitrit zu NH_3 reduziert
- Aluminium oxidiert (Hydroxokomplex!)
- Störung durch Nitrat Ion
- Die Devarda'sche Legierung ist eine Mischung aus metallischem Kupfer, Aluminium und Zink. Es handelt sich um ein starkes Reduktionsmittel. Es entsteht in alkalischem Mileu Ammoniak.

b) mit Zink - Pulver:



- Nitrit zu NH₃ reduziert
- metallisches Zink wird zu Zink 2+ oxidiert
- Indikatorpapier
- Störung durch Nitrat Ion
- In alkalischem Milieu entsteht Ammoniak

8.) Zerstörung von Nitrit

a) mit Amidosulfonsäure:



- (NH₂)HSO₃
- elementarer Stickstoff wird freigesetzt
- funktioniert auch bei Raumtemperatur
- in neutraler Lösung oder schwach alkalisch

b) mit Azid:



- erwärmen
- findet in saurer Lösung statt

es findet immer eine Conproportionierung statt

Nitrat:

V: NO₃⁻

- Salz der Salpetersäure
- alle leicht löslich
- 5te Bunsengruppe
- Nitrate sind die Salze der Salpetersäure, die eine starke Säure und ein starkes Oxidationsmittel ist. Die Nitrate wirken oxidierend und sind leicht löslich. Salpetersäure führt zu Verätzungen der Haut und es kommt zu charakteristischen Gelbfärbungen. Im Körper werden Nitrate zu Nitriten reduziert und sind daher toxisch.
- Die meisten Nitratnachweise werden durch Nitrit gestört.

Toxizität

- wird im Körper zu Nitrit reduziert → toxisch

pharmazeutische Verwendung

- organische Nitrate → Nitroglycerin → Angina pectoris Therapie (krampfartiger bohrender Schmerz hinter dem Brustbein bei körperlicher und seelischer Belastung → Verengung der Herzkranzgefäße → Verursacht durch körperliche Anstrengung, häufig bei vorgeschädigten Herzkranzgefäßen)

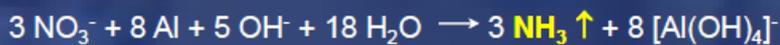
allgemeine Reaktionen:

1. $\text{AgNO}_3, \text{BaCl}_2$: 0 } V. Bunsengruppe

- keine Reaktion

Nachweisreaktionen:

2. Reduktion zu NH_3 :



- starkes Reaktionsmittel notwendig
- Indikatorpapier
- Mit metallischem Zink oder der Devardaschen Legierung. Der entstehende Ammoniak wird über den Geruch nachgewiesen.

3. Farbreaktion mit Lunges-Reagenz:



- metallisches Zink dazu
- Nitrat wird durch metall. Zink zu Nitrit reduziert
- Zink zu Zink + Ion oxidiert

4.) Nitratnachweis nach Pesesz

- Festprobe versetzen mit 1em Tropfen Nitrobenzol oder 2Ethylnitrobenzol →
- 10 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure
- 5 min. stehen lassen → verdünnen mit Wasser 40 % Natronlauge und Aceton
- nach Schütteln → blau violette Färbung
- keine Störungen

- durch konzentrierte Schwefelsäure in verb. Mit Nitrat Ion wird Aromat nitriert
- Nitrierung findet immer in 1, 3 Position statt
- Dinitroverbindung → Nitrierung nur wenn Nitrat in Probe
- mit Aceton addiert
- es entsteht Meisenheimer Salz

Kohlenstoffhaltige Anionen:

Carbonat



- leitet sich von Kohlenstoffsäure ab
- Kohlensäure unbeständig zerfällt in CO_2 und Wasser
- die meisten schwerlöslich bis auf Alkali Carbonate und Ammoncarbonat
- Im Körper ist das Carbonat für die Aufrechterhaltung des Säure-Basen-Haushalts verantwortlich. Im Blut liegt ein ganz bestimmter pH-Wert (7,4) vor; hierfür gibt es einerseits den Carbonat/Hydrogencarbonat andererseits den Hydrogenphosphat/Dihydrogenphosphat- Puffer.
- Waschmittel und Glasindustrie

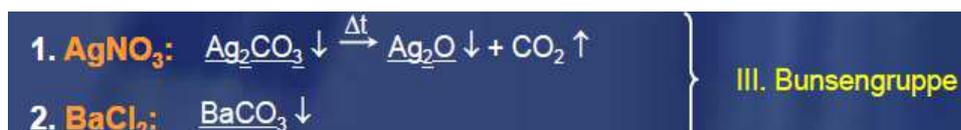
physiolog. Bedeutung

- essentiell für Aufrechterhaltung des Säuren- Basen Gleichgewichts

pharm. Verwendung

- MgCO_3
 - Antazidum
- CaCO_3
 - Antazidum
 - Zahnpaste
- $\text{CaCO}_3, \text{NaHCO}_3 \rightarrow$ Hauptbestandteile des Basenpulvers
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow$ Hirschhornsalz , \rightarrow Riechsalz backpulver

Vorproben:



ad 1

- weißes Silbercarbonat
- weißer Niederschlag der sich in Salpetersäure löst
- Es bildet sich das weiße Silbercarbonat, das durch Erhitzen in das braunschwarze Silberoxid und Kohlendioxid überführt wird.

ad 2

- weißes Bariumcarbonat
- löslich in Säuren
- beim ansäuern Schwefelsäure entsteht unbeständige Kohlensäure $\rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ zerfällt zu CO_2 und Wasser \rightarrow Gasentwicklung wegen CO_2 (farblos , geruchlos)
-

3. H₂SO₄:



Gasentwicklung

- Vorerst wird Kohlensäure gebildet, die jedoch unbeständig ist und in Kohlendioxid und Wasser zerfällt. Das entstehende Kohlendioxid muss nachgewiesen werden.

Nachweisreaktionen

4.) Nachweis mit Barytlauge: (Bariumhydroxid Lsg.)



- CO₂ mit Bariumhydroxidlösung (Barytlauge) identifizieren → Festprobe mit Säure verdünnt → Gasentwicklung → CO₂ schwerer als Luft sammelt sich am Boden an
- CO₂ mit Barytlauge → Bariumcarbonat
- irgendwann Baryttröpfchen trüb → weil CO₂ auch in Luft
- Festes Carbonat wird in einer Epruvette mit verdünnter Schwefelsäure angesäuert. Es entsteht Kohlendioxid, das mit der Barytlauge nachgewiesen werden muß. Dazu wird ein Glasstab in Barytlauge eingetaucht und wieder herausgezogen, sodaß jedoch ein Tropfen der Lauge auf dem Stab verbleibt. Der Glasstab mit dem Tropfen wird nun in das Kohlendioxid gehalten und wird schnell trüb (Bildung des weißen Bariumcarbonats). Diese Reaktion ist der einzige Nachweis für Carbonat; es muß darauf geachtet werden, daß sich der Tropfen aufgrund des Luftkohlendioxids mit der Zeit von alleine trübt.

5. Zersetzung von NaHCO₃:



- ausschließlich über pH Wert
- wässrige Lösungen pH Wert ca. 8
- Carbonate pH Wert 10-8
- Indikatorpapier
- Phenolphthalein → Säure Basen Indikator → im alkalischen tief rot gefärbt im neutralen sauren farblos
- 1-2 Tropfen Phenolphthalein Hydrogencarbonatlsg nur schwach rosa
- Natriumcarbonatlsg tief rot gefärbt
- (Natriumhydrogencarbonat in kaltem Wasser lösen → schwach rosa → kocht man es → rot Färbung, durch kochen Verschiebung des pH Wertes → aus Natriumhydrogencarbonat → Natriumcarbonat)

Acetat

- = Salze der Essigsäure (acidum aceticum)
- Speiseessig = verdünnt

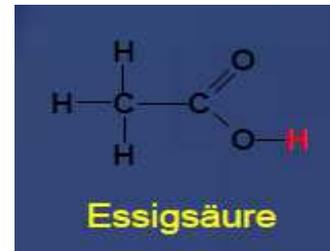
- reine Essigsäure = Eisessig
- sehr stark ätzend Lösung über 30 %
- Speiseessig je nach Sorte ca. 6 %
- Acetate sind Salze der Essigsäure, die eine einstufige Säure ist und im Arzneibuch als Acidum aceticum steht. Eine Essigsäurelösung über 30% ist stark ätzend. Speiseessig ist höchstens 6%ig.
- Das Acetat-Anion kann nicht leicht oxidiert werden. Es ist Ligand in verschiedenen Komplexen. Die meisten Acetate, mit Ausnahme des Silberacetats, sind leichtlöslich. Wässrige Lösungen von Acetaten reagieren schwach basisch .

chem. Eigenschaften

- fast alle leicht löslich
- Silberacetat Ausnahme
- in wässriger Lösung schwach basische Reaktion

pharmazeutische Verwendung

Aluminium-acetat:	✓ Herstellung v. essigsaurer Tonerde
Eisen-acetat:	✓ Tonikum



allgemeine Reaktionen :



ad 1

- weißer Niederschlag → Silberacetat (löst sich in heißem Wasser)
- Acetat gibt mit Silbernitrat einen weißen Niederschlag, jedoch nur in konzentrierter Lösung.
- Das Silberacetat ist schon in heißem Wasser löslich.

ad 2

- keine Reaktion (2te Bunsengruppe)



- beim ansäuern → freie Essigsäure (Geruch)

4. FeCl_3 : $[\text{Fe}_3\text{O}(\text{CH}_3\text{COO})_6]^+$ Eisen(III)-acetato-Komplex

- es bildet sich mit Eisen III Chlorid ein Eisen (III)- Acetat Komplex
- rotbraune Lösung \rightarrow erhitzen \rightarrow Eisen (III) – Hydroxid \rightarrow es fallen rot braune Flocken aus
- Komplexes basisches Eisenacetat (rotbraune Lösung) entsteht. Wird die Lösung erhitzt, fällt rotbraunes Eisenhydroxid aus.

Nachweisreaktionen :

5.) Freisetzung von Essigsäure:

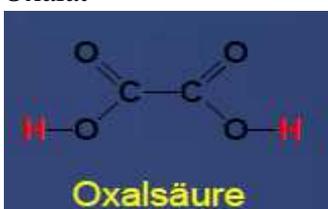


- Das Acetat wird mit fester Säure (Kaliumhydrogensulfat oder Oxalsäure) verrieben, es bildet sich die flüchtige Essigsäure.
- wichtigster Nachweis
- Calciumhydrogensulfat (feste Säure) \rightarrow im Arzneibuch vorgeschrieben \rightarrow geht auch mit Oxalsäure
- Festprobe mit Calciumhydrogensulfat versetzt \rightarrow zerrieben \rightarrow freie Essigsäure \rightarrow wird flüchtig \rightarrow Geruch

6.) Lanthanacetat-Iod-Einschlußverbindung:

- Lanthanacetat gibt mit Iod eine blaue Einschlußverbindung. Die Reaktion verläuft im Alkalischen.
- Probelösung mit Lanthannitrat versetzen + Iodlösung \rightarrow mit Ammoniak alkalieiert \rightarrow farblose Flocken
- wenn man farblosen Niederschlag kocht färbt er sich blau \rightarrow blaue Einschlußverbindung

Oxalat



- leitet sich von Oxalsäure ab \rightarrow 2 Protonige Säure
- Oxalat Ion $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ geladen
- Oxalsäure weitverbreitete Pflanzensäure \rightarrow Rhabarber , Sauerampfer , sauerklee \rightarrow enthalten viel Oxalsäure
- Oxalat ist das Salz der Oxalsäure, diese ist eine zweistufige, weitverbreitete Pflanzensäure

(z. B. in Rhabarber, Sauerampfer oder Sauerklee).

- Erdalkalioxalate sind schwerlöslich. Das Oxalatanion ist ein 2-zähliger Ligandbaustein in Chelatkomplexen. Große Mengen von Oxalat sind giftig, da es zur Ausscheidung von Calciumoxalatkristallen in den Nieren kommt und dies ein Nierenversagen zur Folge hat.

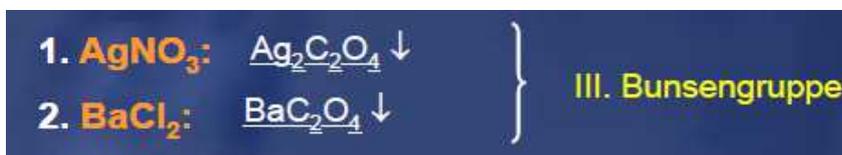
chem. Eigenschaften:

- Erdalkalioxalate schwer löslich
- Oxalat bildet gerne Komplexe

Toxizität:

- giftig in größeren Mengen → Nierensteine → hohe Dosen Vitamin C über längeren Zeitraum, (nicht mehr als 1g pro Tag)

allgemeine Reaktionen:



ad1

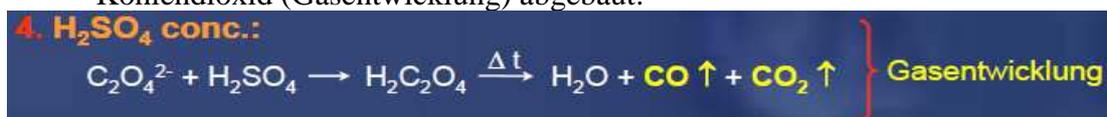
- weißer Niederschlag → weißes Silberoxalat löslich in Salpeters.
- Es bildet sich weißes Silberoxalat; es ist schwerlöslich in Essigsäure, jedoch leichtlöslich in Salpetersäure und Ammoniak.

ad2

- weißer Niederschlag
- es bildet sich Bariumoxalat → teilweise löslich in Essigsäure
- Der weiße Niederschlag von Bariumoxalat bildet sich. Er kann in Essigsäure gelöst werden. [Calciumoxalat ist im Gegensatz dazu in Essigsäure unlöslich.]



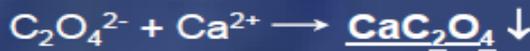
- mit verdünnter Schwefelsäure entsteht freie Oxalsäure
- keine sichtbare Reaktion
- Die freie Oxalsäure wird freigesetzt. Beim Erhitzen wird sie zu Kohlenmonoxid und Kohlendioxid (Gasentwicklung) abgebaut.



- durch erwärmen Oxalat zu Kohlenmonoxid und Kohlendioxid abgebaut
- Wasser entziehenden Wirkung der konzentrierten Schwefelsäure

Nachweisreaktionen :

5.) Bildung von Calciumoxalat



- Arzneibuchreaktion
- calciumoxalat unlöslich in Essigsäure
- löst sich in Salzsäure Salpetersäure auf
- Niederschlag abfiltrieren mit verdünnter Schwefelsäure versetzten → Calciumoxalat löst sich auf , mit Eprovette auffangen → Oxalat in Eprovette
- Das weiße Calciumoxalat wird gebildet, wenn Oxalat- und Calciumionen aufeinander treffen. Es ist unlöslich in Essigsäure aber in verdünnten Mineralsäuren ist es löslich. Fluoridionen, Sulfit und Phosphat geben einen ähnlichen Niederschlag mit ähnlichen Lösungseigenschaften.

6.) Oxidation mit Kaliumpermanganat:



- Oxalat mit permanganat versetzten
- Oxalat zu CO₂ oxidiert
- Permanganat zu Mn²⁺ reduziert
- erwärmen!
- Entfärbung der Permanganatlsg
- um ganz sicher zu sein mit Barythlauge nachweisen
- Oxalat wird mit Kaliumpermanganat zu Kohlendioxid oxidiert. Die Reaktion erfolgt in saurer Lösung. Am Beginn ist kaum Mangan(II) vorhanden und die Reaktion verläuft nur sehr langsam. Sobald sich jedoch Mangan(II) gebildet hat, geht die Reaktion rascher voran. Dieses Verhalten nennt man Autokatalyse! Die Permanganatlösung wird entfärbt.

7.) Bildung von Diphenylfarnazan:

- Diphenylfarnazan ist ein roter Farbstoff, der aus Oxalsäure, Zink, Kaliumhexacyanoferrat(III) und Phenylhydrazin entsteht. Doppelbindung und Einfachbindung wechseln ab, es liegt ein großes konjugiertes System vor, das auf eine Färbung schließen läßt.
- metall. Zink + Hexacyanoferrat (III) → Oxalat zur Dioxylsäure abgebaut
- Dioxylsäure reagiert mit Phenylhydrazin zu gefärbtem Diphenylfarnazan → mit Isoamylalkohol extrahierbar → (Struktu von Glyoxylsäure und Phenylhydrazin)

Tartrat



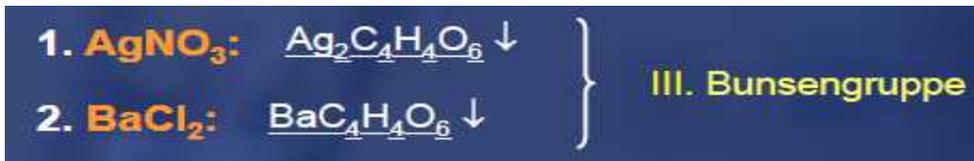
- = Salz der Weinsäure → weit verbreitete Pflanzensäure

- große Neigung zur Komplexbildung
- $C_4H_4O_6^{2-}$
- Tartrate sind die Salze der Weinsäure, die eine zweistufige Säure ist. Weinsäure ist eine Dihydroxybernsteinsäure und kommt in vielen Früchten vor, so auch im Wein.
- Das Tartratanion bildet stabile Chelatkomplexe und ist ein mehrzähliger Ligand z. B. Eisen(III)-, Blei- und Kupfertartratkomplex (= Fehling'sche Lösung). Die Fehling'sche Lösung wird für den Nachweis von Zucker im Harn verwendet.
- Weinsäure und ihre Alkalisalze sind in Wasser leicht löslich. Kaliumhydrogentartrat ist relativ schwer löslich. Die Tartratanionen werden im Sodauszug gefunden.

pharmazeutische Bedeutung

- Weinsäure → in höheren Dosen abführend / Brausepulver, Brausetabletten, Laxans
- KH-tartrat (Weinstein) / Diuretikum
- K,Na-tartrat → Laxans und Diuretikum
- Brechweinstein → früher als Emetikum und Expektorans

Vorproben

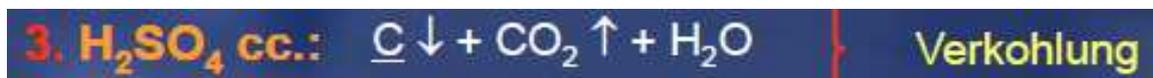


ad 1)

- weißes Silbertartrat → gibt Tollensreaktion
- Es bildet sich das weiße Silbertartrat, das löslich in Essigsäure und Ammoniak ist. Wenn man Silbertartrat in wenig Ammoniak in einer sauberen Epruvette unter Hitze löst, so scheidet sich an der Innenwand ein sogenannter Silberspiegel ab. Ist die Epruvette verunreinigt so bildet sich nur ein grauer Schlamm (elementares Silber). Sulfid und Thiosulfat stören die Reaktion.

Ad 2)

- weißes Bariumtartrat
- Das weiße Bariumtartrat fällt flockig aus. Beim Erwärmen wird der Niederschlag kristallin. Bariumtartrat ist schwerlöslich in Essigsäure.



- Festprobe mit Schwefelsäure versetzen → erwärmen → schwarz
- es entsteht CO_2 ,



- Tartrat wird durch das Permanganat in saurer Lösung zu Kohlendioxid oxidiert. Permanganat wird zu Mangan(II) reduziert - die Lösung entfärbt sich.

5. Eisen(III)-tartrat-Komplex: Gelbfärbung

- intensiver gelber Komplex
- eher Vorprobe

Nachweisreaktionen :

6) Farbreaktion mit Resorcin:

- Weinsäure wird mit konzentrierter Schwefelsäure versetzt und zur Glyoxylsäure (Carbonsäure Gruppe und Aldehydgruppe) abgebaut. Mit Resorcin gibt die Glyoxylsäure ein rotgefärbtes Kondensationsprodukt. Durch Zugabe von Kaliumbromid wird der Farbstoff bromiert und es kommt zu einer Farbänderung nach blau.
- Tatrathältige Probelösung mit Kaliumbromid Resorcin und konzentrierte Schwefelsäure versetzten
- im Wasserbad erhitzt → Anwesenheit von Tarat Blaufärbung
- Weinsäure durch konz. Schwefelsäure zur Glyoxylsäure abgebaut
- Glyoxylsäure reagiert mit Resorcin → rotes Kondensationsprodukt → Blaufärbung erst nach Bromierung → Farbverschiebung → blauer Farbstoff

7.) Reaktion mit Fentons-Reagenz:

- Das Fentons-Reagenz ist eine Mischung von Eisen(II)-sulfat und Wasserstoffperoxid. Es liefert OH-Radikale. Dadurch wird die Weinsäure zur Dihydroxyfumarsäure abgebaut. Diese bildet mit Eisen(III) in alkalischer Lösung einen blavioletten Komplex
- Fentons reagenz = Wasserstoffperoxid und Eisen (II) Sulfat → bildet OH Radikale
- OH Radikale sehr reaktiv bauen Weinsäure zur Dihydroxyfumarsäure ab
- bildet mit Eisen in alkalischer Lösung einen blau violetten Komplex
- immer Blindprobe durchführen
- Lösung wird mit Natronlauge alkalisiert → violette Färbung

Citrat:



- 3 protonige Säure
- Zitronensäure in natur weit verbreitet → guter Komplexbildner

techn. Verwendung:

- Entkalkung
- Säuerungsmittel
- Konservierungsmittel

Pharmazeutische Verwendung

- Konservierung Blutkonserven → verhindert die Gerinnung des Blutes
- in Infusionslösungen enthalten

Vorproben



ad 1

- weißer Niederschlag

ad 2

- weißer Niederschlag



- ebenfalls Verkohlung
- schwarze Färbung



- über pH Wert einer wässrigen Lösung
- Zitronensäure sehr sauer pH Wert 2-3

Nachweisreaktionen

5.) Bildung von Calciumcitrat

- weißer Niederschlag
- in heißem Wasser schwerer löslich wie in kaltem Wasser
- Calcium dazu → erhitzen → Calciumnitrat fällt aus

6.) Legal'sche Probe

- eigentlich Nachweis für Aceton
- Citronensäure zum Aceton abbauen mit Kaliumpermanganat Lsg und konzentrierter Schwefelsäure → es entsteht die Acetondicarbonsäure → unbeständig zerfällt unter CO_2 Abspaltung zu Aceton
- Nitroprosinatrium mit konz. Ammoniak → Aceton wird ein Proton abgeschalten → blaue Additionsverbindung

sonstige Anionen

Pseudohalogenide:



Hexacyanoferrate:

Allgemeine Reaktionen:

	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$
1. AgNO_3 :	$\text{Ag}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$	$\text{Ag}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$
2. H_2SO_4 v. / Δ t:	$\text{HCN} \uparrow$	$\text{HCN} \uparrow$
3. H_2SO_4 cc.:	$\text{CO} \uparrow$	$\text{CO} \uparrow$
4. I ⁻ / Stärke:	0	$2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2$
5. I ₂ / Stärke:	$\text{I}_2 \rightarrow 2 \text{I}^-$	0
6. $\text{MnO}_4^- / \text{H}_2\text{SO}_4$:	$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	0

1.) Silbernitrat:

- Kaliumhexacyanoferrat(II) bildet in einer Silbernitratlösung einen weißen Niederschlag. Kaliumhexacyanoferrat(III) bildet einen orange roten Niederschlag. Beide Fällungen sind schwerlöslich in Salpetersäure; in Ammoniak ist nur Silberhexacyanoferrat(III) löslich.

2.) verdünnte Schwefelsäure und Erhitzen:

- Es bildet sich mit beiden Kaliumhexacyanoferraten die toxische Blausäure, die zu innerem Erstickten führt.

3.) konzentrierte Schwefelsäure:

- Es kommt zum Abbau zu Kohlenmonoxid (flüchtig). *Nachweis auf reduzierende und oxidierende Eigenschaften.*

4.) Iodid-Stärke-Lösung:

- Kaliumhexacyanoferrat(III) wirkt oxidierend und kann Iodid zu Iod oxidieren. Eine Iodid-Stärke-Lösung wird sich blau färben. Kaliumhexacyanoferrat(II) gibt diese Reaktion nicht.

5.) Iod-Stärke-Lösung:

- Kaliumhexacyanoferrat(II) wirkt reduzierend und kann Iod zu Iodid reduzieren. Daher wird die blaue Iod-Stärke-Lösung entfärbt. Kaliumhexacyanoferrat(III) gibt diese Reaktion nicht.

6.) Kaliumpermanganat:

- Kaliumpermanganat wird von Kaliumhexacyanoferrat(II) zu Mangan(II) reduziert; die Lösung wird entfärbt.

Nachweisreaktionen:

7. Berlinerblau / Turnbullsblau:



- Berlinerblau entsteht aus Kaliumhexacyanoferrat(II) und Eisen(III). Turnbullsblau entsteht aus Kaliumhexacyanoferrat(III) und Eisen(II). Natürlich handelt es sich bei beiden Substanzen um die selbe tiefblaue Lsg bzw. Niederschlag. Sie sind gegen Säuren beständig, werden aber durch Laugen zersetzt.

8. Zinkhexacyanoferrat(II):



Thiocyanat:



- Thiocyanat ist Mesomerie stabilisiert und wurde früher als Rhodanid bezeichnet. Es bildet mit vielen Schwermetallkationen recht starke Komplexe. Thiocyanat ist bakterizid (keimtötend) und kommt in geringen Mengen im menschlichen Speichel vor.

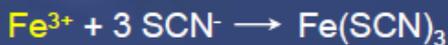
Vorprobe:



- Silbernitrat: Es bildet sich das weiße Silberthiocyanat, das unlöslich in Salpetersäure und löslich in Ammoniak ist. Silberthiocyanat ist im Unterschied zu Silberchlorid im Überschuß Thiocyanat löslich und zwar unter Bildung des farblosen Silberthiocyanatkomplexes.

Nachweisreaktionen:

3. Eisen(III)-thiocyanat:



- Mit Eisen(III) bildet Thiocyanat einen blutroten Komplex. Fluorid und andere Anionen stören.

Phosphat:

IV: PO₄³⁻

- Phosphat leitet sich von der Phosphorsäure ab. Diese ist eine 3-protonige Säure und man unterscheidet, je nachdem wieviele Protonen abdissoziieren, zwischen primärem, sekundärem und tertiärem Phosphat.
- Die meisten Phosphate sind schwerlöslich; nur Kalium, Natrium und Ammoniumphosphat sind leicht löslich.

Pharmazeutische Verwendung:

CaHPO₄:

✓ Hilfsstoff (Füllstoff)

Hydrogenphosphat:

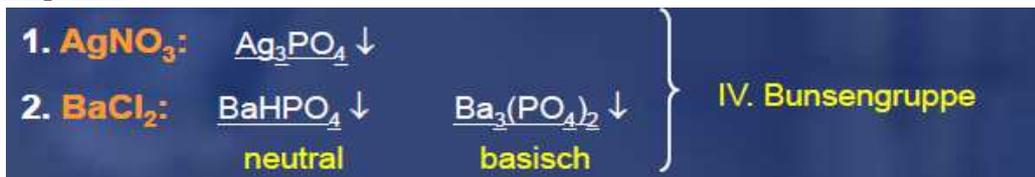
Dihydrogenphosphat:

}

✓ Puffermischung



Vorprobe:

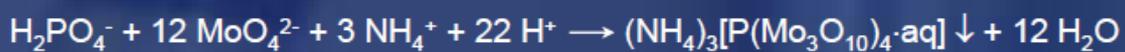


- Silbernitrat: Es bildet sich gelbes Silberphosphat, das in Essigsäure löslich ist.
- Bariumchlorid: Es entsteht ein weißer Niederschlag. Je nach pH-Wert handelt es sich um Bariumhydrogenphosphat (im Neutralen) oder tertiäres Phosphat (im Basischen). Beide Niederschläge sind in starken Säuren löslich.

3. Redoxreaktionen: 0 } keine Oxidation, keine Reduktion

Nachweisreaktionen:

4. Ammoniummolybdatophosphat:



- Mit Ammoniummolybdat bildet sich in salpetersaurer Lösung ein gelber Niederschlag, das Ammoniumsalz der Molybdophosphorsäure. Arsenat und Silikat stören die Reaktion.

5. Vanadatmolybdatophosphat:



6. Silberphosphat:



- Gelber NS

7. Magnesiumammoniumphosphat:



- weißer, kristalliner Niederschlag der in schwachen Säuren löslich ist.

Silikat:

- Kieselsäure
- die meisten schwer löslich
-

pharm. Verwendung:

- Na Silikat → Verbände (Beschichtung)
- Mg Silikat → Magnesiumtrisilikat als Antacidum, Talkum als Pudergrundlage
- Al Silikat → Bentonit als Verdickungsmittel, Bolus alba zur innerlichen und äußerlichen Anwendung , äußerlich als Pudergrundlage

Soda/Pottasche – Aufschluss:

- Aufschluss → schwer lösliches Silikat in leicht lösliches Überführen
- Soda → Na Carbonat
- Pottasche Kalium Carbonat
- Soda mit Pottasche mischen → schmelzen → Na Silikat entsteht (im Wasser löslich) → mit Wasser aufgelöst → filtriert → lösliche Silikate in Lösung → Lösung für Nachweisreaktionen
- Lösung von Na Silikat nennt man Natronwasserglas

Nachweisreaktionen:

1. Nachweis als Molybdatokieselsäure: gelbe Molybdatokieselsäure

- gelbe Molybdatokieselsäure → selbe Reaktion wie bei Phosphat

2. Nachweis als Molybdänblau: blauer Farbstoff

- blauer Farbstoff → Reaktion wie Phosphat

3. Kieselsäuregallerte: gallertartige Polykieselsäure

- gallertartige Polykieselsäure → Reaktion wie bei Phosphat

4. Wassertropfenprobe:



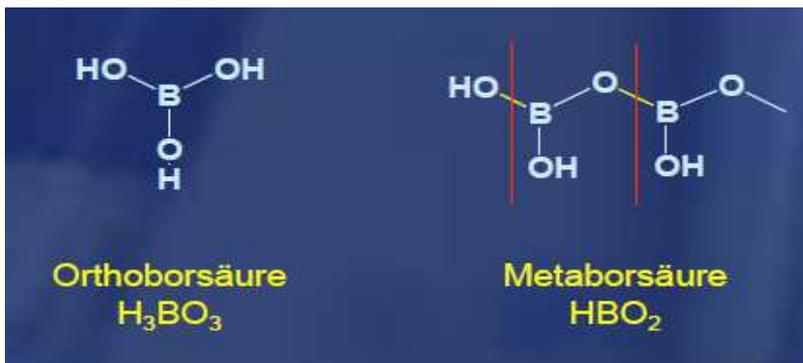
- inertes Gefäß → Bleitiegel oder Platintiegel → Festprobe dazu → Na Fluorid →

Borat



pharmazeutische Verwendung

- Acidum Boricum
- Borax
 - Desinfektion
 - Konservierung
 - Borat Pufferlösung

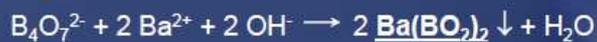


Allgemeine Reaktionen:

1. AgNO_3 :



2. BaCl_2 :

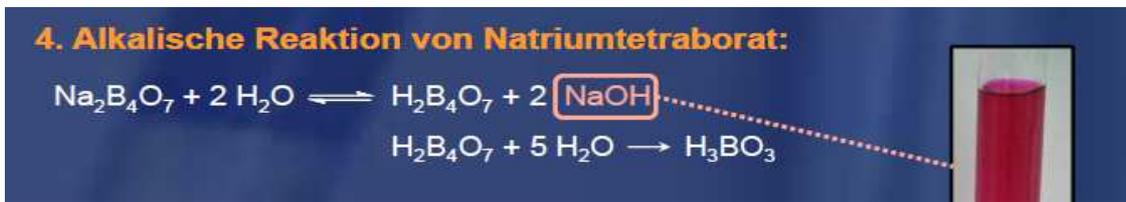


III. Bunsengruppe

- Silbernitrat: Bei Anwesenheit von Tetraborat bildet sich ein weißer Niederschlag von Silbermetaborat. Er ist leicht löslich in Säuren und Ammoniak.
- Bariumchlorid: Bariummetaborat, ein weißer Niederschlag wird gebildet. Er ist leicht löslich in Säuren.

3.) Nachweis als Borsäuretrimethylester:

- Die Festsubstanz wird mit Methanol und konzentrierter Schwefelsäure versetzt und es entsteht der Borsäuretrimethylester. Diese Verbindung ist flüchtig und verbrennt mit grüner Flamme. Die Reaktion findet nur in Gegenwart von konzentrierter Schwefelsäure statt (aufgrund ihrer wasserentziehenden Wirkung).



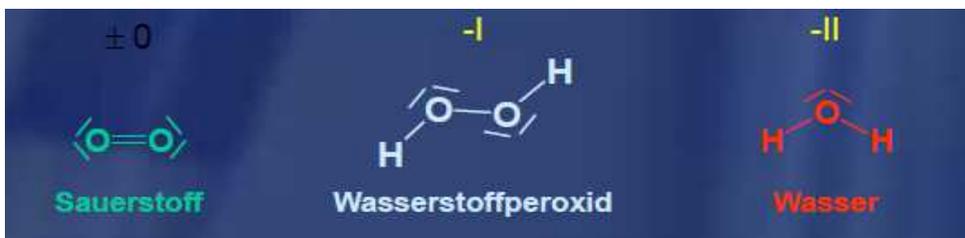
Peroxide:



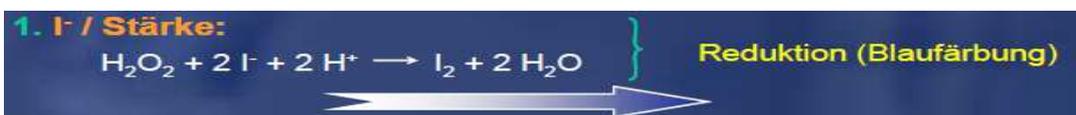
- Peroxide leiten sich von Wasserstoffperoxid ab. Im Wasserstoffperoxid haben beide Sauerstoffe die Oxidationsstufe -1; es steht somit zwischen O₂ und Wasser. Wasserstoffperoxid ist ein starkes Oxidationsmittel kann aber in Gegenwart von Kaliumpermanganat auch als Reduktionsmittel wirken.
- Peroxide sind nicht sehr beständig und zerfallen in wässriger Lösung. Sie werden als Bleichmittel verwendet.

Pharmazeutische Bedeutung:

- Eine 3%ige Wasserstoffperoxidlösung dient als Desinfektionsmittel für Mund und Rachenraum. Magnesiumperoxid wird als Antazidum verwendet. (Antazidum ist ein Arzneimittel, das überschüssige Magensäure bindet.)
- MgO₂
 - Antazidum



Vorprobe:



- Iodid/Stärke: Iodid wird durch Wasserstoffperoxid zu Iod oxidiert. Iod gibt mit emer Stärkelösung eine Blaufärbung.

2. $\text{MnO}_4^- / \text{H}_2\text{SO}_4$:



} Oxidation
(Entfärbung)

- Permanganat/Schwefelsäure: In Gegenwart von starken Oxidationsmitteln wie Kaliumpermanganat wird Wasserstoffperoxid zu Sauerstoff oxidiert. Die Lösung wird dabei entfärbt.

Nachweisreaktion:

3. Nachweis als Chromperoxid:



- Peroxide bilden mit Kaliumdichromat und Schwefelsäure in der Kälte eine blaue Verbindung, das Chromperoxid. Dieses ist in wässriger Lösung nicht stabil, wird aber in Ether stabilisiert.

4. Nachweis mit Vanadin-Schwefelsäure:

Bildung von kirschrotem Vanadylsulfat-Kation: $[\text{VO}(\text{O}_2)]^+$