

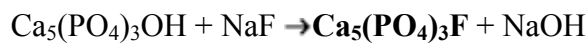
## Fluor

### Vorkommen

- in Zahnstein und als Fluorapatit

### Verwendung

- Nur in Verbindungen verwendet
- Zusatz von Fluoriden in Trinkwasser, Zahnpasta und Zahntabletten
- Natriumfluorid als Arzneistoff im Arzneibuch gegen schwache Knochen eingesetzt



Härterer Zahnschmelz

Aber, zuviel führt zu Versteifung der Gelenke!

## Chlor

### Verwendung

- Desinfektionszwecke
- Bleichmittel
- Angewendet zur Trinkwasserdesinfektion

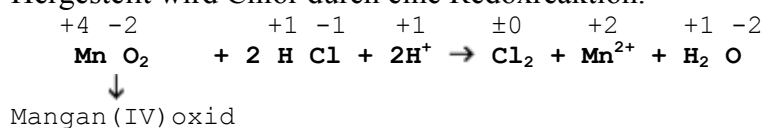
Salze der Salzsäure sind Chloride bei Gabe als AM sind die Kationen das wichtigste. Chloride werden durch ihre gute Wasserlöslichkeit sehr gut resorbiert, es gibt aber auch schwerlösliche Chloride, z.B. Silberchlorid (AgCl), Bariumchlorid (BaCl<sub>2</sub>).

### Nachweise

Mit der Reagenz: Silbernitrat-Lösung  $2\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$

### Herstellung

Hergestellt wird Chlor durch eine Redoxreaktion.



## Chlorverbindungen

### **Salzsäure**

Salzsäure ist eine weiße feste Substanz oder eine klare Flüssigkeit, mit Eisen verunreinigt sieht sie rot bis gelb aus.

### *Verwendung*

Verwendet bei Titrationen zum Ansäuern, als Arzneimittel zur Magensaftsubstitution (Magensaftersatz)

### *Herstellung*

Salzsäure 10% hergestellt aus Salzsäure 96%

### *Vergiftungserscheinungen*

Bei Säureaufnahme Zersetzung der Gewebe, innere Blutungen, es kommt zum Magendurchbruch, dadurch starke Schmerzen.

## Brom

### **Vorkommen**

- In Meerwasser oder in Abraum von Chlorabbaugebieten und anderen Erzabbaugebieten oder in Vesuvgasen.
- Es kommt vor als Bromkarnallit  $\text{MgBr}_3 \cdot \text{KBr} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  und Bromsylvinit  $\text{KBr}$
- Elementares Brom liegt molekular vor.

### **Verwendung**

- Bromid als Sedativum (beruhigende Wirkung) z.B.  $\text{KBr}$  und  $\text{NaBr}$

Achtung Halluzinationen, Wahnvorstellungen, Angstzustände bei Überdosierung.  
Weitere Nebenwirkungen sind Muskelschwäche, Tremor (Muskelzittern / Zuckungen), Akneartige Veränderungen der Haut

***!Deshalb nicht mehr als Sedativum eingesetzt!***

### **Nachweis**

Nachweis mit Silbernitrat es entsteht ein Niederschlag der schwerlöslich in Ammoniak ist,

eindeutigerer Nachweis mit Chloroform und Salzsäure (diese soll das Chlor verdrängen)  
Es entsteht eine Chloroformphase, welche sich durch das Brom braun färbt.

## Iod

### Vorkommen

- Iod kommt in der Natur nicht elementar vor sondern nur in Verbindungen
- natürliche Vorkommen in Chile von  $\text{NaIO}_3$  und  $\text{KNO}_3$  als Gemisch

### Pharmazeutische Bedeutung

- Desinfektionsmittel ( Fertigarzneimittel Sepsol) als Salbe oder Lösung

### Verwendung als Iodide

Für Schilddrüsenunterfunktion und zur sonstigen Einnahme da der Verbrauch abgedeckt werden muss. Der Körper braucht es zur Synthese von Schilddrüsenhormonen (Thyroxin, Triiodthyroxin 300-500 mg Iodid für Erwachsene bei schwangeren und Jugendlichen mehr)

!Entwicklungsstörungen bei Iodmangel, man spricht von Kretinismus

(Med.: durch Unterfunktion der Schilddrüsen bedingtes Zurückbleiben der geistigen- und körperlichen Entwicklung) !

Iodide sind Schleimlösend und daher eingesetzt bei festsitzendem Husten

Bei Atomunfällen hochdosierte Iodid Gabe, so wird das Eindringen des Atomaren Iodids verhindert und ausgeschieden

Nebenwirkungen dabei sind Akneartige Dermatitis bis zu lebensbedrohlichen Zuständen, gesteigerte Sekretion, Produktives Schnupfen, Lungenödeme und Durchfall.

## Sauerstoff und seine Verbindungen

### Vorkommen

- 49,9% der Masse auf der Erde wird mit Sauerstoff gebildet, also ist es mit das häufigsten Element auf der Erde
- 20% der Luft bestehen aus elementar Sauerstoff
- Gebunden kommt es in Oxiden (häufigstes ist das Wasser) und in Anionen (in den Salzen der Sauerstoffsäuren wie  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) vor. ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  kommt nicht natürlich vor)

### Eigenschaften

- Bei Zimmertemperatur ist er gasförmig, farb- und geruchlos und kommt in zweiatomigen Molekülen vor
- flüssiger und fester Sauerstoff sind blau

- Sauerstoff ist sehr reaktionsfähig, wenn genug Aktivierungsenergie vorliegt reagiert er unter starker Energiefreisetzung
- Dieser exotherme Vorgang heißt Verbrennung oder Oxidation, die entstehenden Verbindungen nennt man Oxide
- Die Reaktion von Stoffen mit Sauerstoff kann auch ohne große Energiefreisetzung erfolgen, diesen Vorgang nennt man Rosten

### **Gewinnung**

- aus der Luft, durch Luftverflüssigung bei  $-183^{\circ}\text{C}$
- Wasserstoffperoxid zerfällt in Wasser und Sauerstoff durch eine Redoxreaktion mit Hilfe eines Katalysators z.B. Braunstein
- Elektrolyse von Wasser
- thermische Zersetzung von Kaliumpermanganat  
 $4 \text{KMnO}_4 \rightarrow 3 \text{O}_2 + \text{K}_2\text{O} + 4 \text{MnO}_2$   
 deshalb ist Kaliumpermanganat auch brandfördernd.
- Herstellen von Sauerstoff aus Unterchloriger Säure

### **Verwendung**

- in der Medizin als Atemgas, wenn ein Sauerstoffmangel vorliegt
- in der Technik zum Schweißen es wird elementarer Sauerstoff verwendet

### **Nebenwirkungen**

bei längerer Einnahme von 100% Sauerstoff:

- Schädigung des Atemwegsepithels (wie Schleimhäute und Flimmerhärchen)
- Sekreteindickung ein Symptom dafür ist Husten
- Retinaschäden (Netzhautschäden) bei Neugeborenen, kann bis zur Erblindung führen
- Gesichtsblässe
- Schweißausbrüche, Husten
- Schwindel, Erbrechen, Sehstörungen
- Hypothermie (zu niedrige Temperatur)
- Bradykardie (zu wenige Herzschläge pro Minute, bis zu unter 50 Schläge/min)
- Akustische Halluzinationen (es werden Geräusche wahrgenommen, die es nicht gibt)
- Ohnmacht bis Bewusstlosigkeit und Tod
- Krämpfe

### Verbindungen

#### **Ozon**

- Sehr instabil aufgrund des Ringes
- Ozon bildet sich durch UV-Licht. Diese Bildung wird durch halogenreiche Verbindungen wie FCKW gestört
- Ozon ist Gasförmig, farblos und riecht charakteristisch

#### **Wasser**

Siehe Wasser

## ***Wasserstoffperoxid***

Als 3% Lösung und 30% Lösung im Arzneibuch

Hydrogenii peroxidum

3% per centum

30% per centum

Wasserstoffperoxid zerfällt mit Hilfe eines Katalysators unter Sauerstoffabgabe ein Katalysator kann auch die Haut sein oder Braunstein.

Wasserstoffperoxid ist brandfördernd ab einer Konzentration von 60% und ätzend ab einer Konzentration von 5%.

Redoxamphoter

Für Gehaltsbestimmungen verwendet

H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> gegen KMnO<sub>4</sub> im sauren Milieu

*Verwendung:*

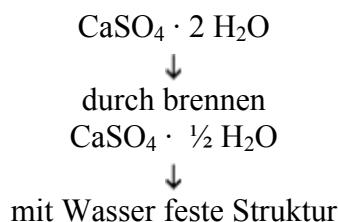
Haare, Kleidung bleichen, auch in Waschmittel enthalten

Desinfektionsmittel für Mund, Hals, Zähne als Gurgellösung und zum Ohren desinfizieren

## **Schwefel**

### **Vorkommen**

- 0,084%, der Erdmasse besteht aus Schwefel damit ist es, dass 15. häufigste Element der Erde
- Größere Vorkommen unterirdisch als oberirdisch
- Es kommt in sulfidischen Erzen vor wichtigste ist Pyrit (FeS) dem sogenannten Katzungold
- In Eiweißen und in Haaren enthalten
- In der Luft als verunreinigtem Schwefeldioxid
- In Heilwasser ist es enthalten
- Gebundene Vorkommen von Schwefel in Oxidationsstufe +6 z.B. Gips



### **Herstellung**

- Durch natürliche Fäulnisprozesse wird Schwefelwasserstoff hergestellt
- Heutzutage kaum noch Abbau von Schwefel, da er in ausreichenden Mengen bei der Erdölveredelung abfällt.

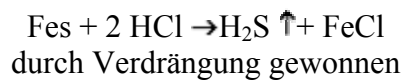
### **Verwendung**

- als Sulfat in Heilwasser enthalten z.B. Bitterwasser mit Magnesiumsulfat (Bittersalz)

- In Gummi ( im Kautschuk)
- Zur Herstellung von Schwefelsäure verwendet
- In der Streichholzkippe
- In Kosmetika zur Desinfektion von Akne und Exemen
- Hornharterweichend, entzündungshemmend, Hautreinigend, Bakterienabtötend
- **Sulfur ad usum externum** der Schwefel aus dem Arzneibuch zum äußerlichen Gebrauch
- Feinverteilter Schwefel = **Sulfur dispersissimum** Teilchengröße < 20 µm für 90% der Substanzmenge

### Verbindungen des Schwefels

#### **Schwefelwasserstoff und dazugehörige Salze**



- 0,1% H<sub>2</sub>S in der Luft sind tödlich, **der Mensch riecht Schwefelwasserstoff schon im ppm-Bereich (parts per million),den es riecht nach verfaulten Eiern, aber Schwefelwasserstoff betäubt die Geruchsnerven somit wird er bald nicht mehr wahrgenommen.**
- **Entstehung durch Fäulnisprozesse, in Vulkangassen und Schwefelquellen**
- Er ist ein Reagenz bei Reinheitsprüfungen von Schwermetallen durch Ausfällen als Sulfite

#### **Schwefeldioxid**

- $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ 
    - Schwefeldioxid ist ein gutes Reduktionsmittel
- $$2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$$

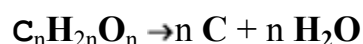
#### *Verwendung*

Schwefeldioxid wird zum Desinfizieren von Wein-, Sekt- und Bierfässern genutzt zum Abtöten von Pilzen, Bakterien und Holzwürmern.

#### **Schwefelsäure**

##### *Eigenschaften*

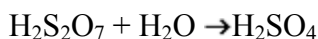
- Farblose, Ölig-viskose, schwere Flüssigkeit
- Sie reagiert in einer heftigen exothermen Reaktion mit Wasser (**Achtung beim mischen mit Wasser, die Säure langsam zu dem Wasser gießen**)
- Stark Wasseranziehend, dies ist so stark das Wasser aus Verbindungen herausgezogen wird darauf beruht die Verkohlende Wirkung gegenüber organischer Substanzen wie z.B. Cellulose oder Stärke.



- Starkes Oxidationsmittel  
Bildet mit Metallen Hydrogensulfate (MeHSO<sub>4</sub>) oder neutrale Salze, Sulfate (SO<sub>4</sub>)
- In Wasser fast alle löslich bis auf die Salze mit Strontium-, Barium- und Bleisulfat

### Herstellung

- SO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> Diese Reaktion verläuft nicht sehr gut weil sich Schwefeltrioxid nicht sehr gut in Wasser löst, deshalb löst man Schwefeltrioxid in Schwefelsäure zu H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>7</sub> der sogenannten Dischwefelsäure → „Oleum“, wenn man zu dieser Wasser gibt entsteht Schwefelsäure.



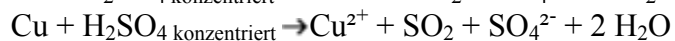
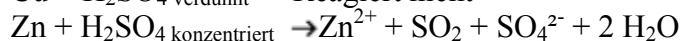
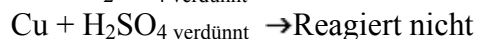
### Verwendung

Im Labor mit eine der wichtigsten Säuren überhaupt

In der Technik wird Schwefelsäure in großen Mengen hergestellt und Verwendet.

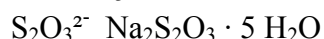
- Zur Herstellung von Kunstdünger
- Zur Herstellung anderer Säuren
- Zur Nitrierung und Sulfurierung in der organischen Chemie
- Als Akkumulatorensäure
- Als Reagenz und Trockenmittel im Laboratorium

### Reaktionen



↓  
starkes Oxidationsmittel

### Thiosulfat und Natriumthiosulfat



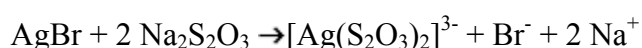
Natriumthiosulfat pentahydrat

Natrii thiosulfas pentahydricus

### Verwendung

- Natriumthiosulfat wird in der Pharmazie als Antioxidationsmittel genutzt
- In der Fotografie ist Natriumthiosulfat als Fixiersalz bekannt.

D.h. auf dem Photopapier ist eine schicht aus Silberbromid, Durch Lichteinfall wird das Silberbromid zu elementarem Silber Zersetzt. Das auf den unbelichteten Stellen vorhandenes Silberbromid muss abgewaschen werden da es sonst unter Lichteinwirkung sich zersetzen würde. Das abwaschen geschieht in einem Fixierbad dabei reagiert das noch vorhandene Silberbromid mit dem Fixiersalz Natriumthiosulfat in einer Komplexreaktion zu Dithiosulfatoargentat-1-Komplex-Ion.



# Stickstoff

## Vorkommen

- 80% in der Luft enthalten
- Natürlich in Nitraten (in Natriumnitrat= Chile, Kaliumnitrat)
- In trockenen, warmen Gebieten kommen sie oberirdisch vor
- Vorkommen auch in der Tier- und Pflanzenwelt, in den Eiweißen
- In Stickstoffhaltigen Pflanzenalkaloiden

## Herstellung / Gewinnung

- Luftverflüssigung
- Aus der Luft gewonnen  
 $4 \text{ N}_2 + \text{O}_2 + 2 \text{ Cu} \rightarrow 4 \text{ N}_2 + 2 \text{ CuO}$   $\rho = 1,2969 \text{ g/l}$
- Aus Verbindungen  
 $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$   $\rho = 1,2575 \text{ g/l}$

Die Dichte unterscheidet sich, weil in der Luft noch andere Gase enthalten sind.

## Eigenschaften

- Stickstoff ist sehr reaktionsträge, um ihn zur Reaktion zu bringen wird sehr viel Energie benötigt.

## Stickstoffoxide

### ***N<sub>2</sub>O Distickstoffmonoxid / Lachgas***

Wird als Narkosegas verwendet, es wirkt stark analgetisch (schmerzlindernd), aber nur schwach narkotisch und wenig toxisch

In der Lebensmittelindustrie als Treibmittel benutzt, z.B. für Sprühsahne

### ***NO Stickstoffmonoxid (durch Sauerstoffzugabe wird es zu Stickstoffdioxid)***

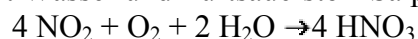
Farbloses Gas das mit Luftsauerstoff zu einem braunen Gas oxidiert.

### ***N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> Distickstofftrioxid***

Unbeständig zerfällt in NO und NO<sub>2</sub> nur in verdünnter wässriger Lösung haltbar

### ***NO<sub>2</sub> Stickstoffdioxid →Dimeres N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>***

Bildet mit Wasser und Luftsauerstoff Salpetersäure



Rotbraunes Gas mit charakteristischem Geruch

Stickstoffmonoxid, Stickstoffdioxid und Distickstofftrioxid sind sehr giftig, weil es Methämoglobinbildner sind!



Methämoglobin entsteht aus Hämoglobin. Durch die Stickstoffverbindungen wird aus dem 2wertigem Eisen, welches das Zentralatom ist, 3wertiges Eisen gebildet und dieses kann keinen Sauerstoff binden, somit ist kein Sauerstofftransport möglich. Das Lebewesen stirbt durch inneres Ersticken.

Außerdem entstehen in der Lunge und in anderen Organen, durch Stickoxide, Säuren diese zerstören das Gewebe daraus entstehen Ödeme (die leeren Stellen werden mit Wasser ausgefüllt) darauf folgt der Tod.

### ***N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> Distickstoffpentoxid***

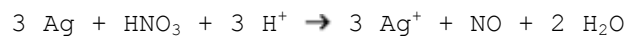
Farblose Kristalle, wenig beständig farblose Flüssigkeit

### ***Stickstoffverbindungen***

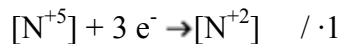
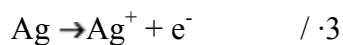
#### ***Salpetersäure***

HNO<sub>3</sub> „Scheidewasser“

Acidum Nitricum (Salpetersäure), wird Scheidewasser genannt, weil Sie Silber auflösen kann aber Gold nicht. Also kann Sie die beiden Stoffe voneinander scheiden. Wird bei Goldschmieden eingesetzt.



↓  
Starkes  
Oxidationsmittel

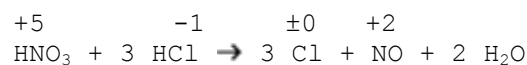


Um Gold aufzulösen, wird ein noch stärkeres Oxidationsmittel gebraucht.

#### ***Königswasser***

Der Name kommt daher, weil es den König der Metalle auflösen kann.

Königswasser besteht aus einem Teil konzentrierter Salpetersäure und drei Teilen Salzsäure. Es entsteht eine Lösung mit atomarem Chlor.



Das Gold wird aufgelöst, weil es mit dem Chlor reagiert und zu Gold-(III)-chlorid wird.

#### ***Eigenschaften der Salpetersäure***

Reine wasserfreie Salpetersäure ist eine farblose Flüssigkeit, die an der Luft raucht und sich im Licht unter Abgabe Stickstoffdioxid zersetzt. Gebräuchlich sind im Arzneibuch wässrige Verdünnungen von etwa 65 und 12,5 % als Reagenz.

Die Salpetersäure ist, neben ihrer Eigenschaft als starke Säure, vor allem ein starkes Oxidationsmittel. Konzentrierte Salpetersäure löst oxidativ Metalle, auch wenn sie edler sind als Wasserstoff sind (z.B. Cu, Hg, Ag, Bi). Dabei entwickeln sich Stickstoffoxide.

Die Salze der Salpetersäure heißen *Nitrate*. Alle Nitrate sind leicht löslich.

### *Verwendung der Salpetersäure*

Wird in Form der *Nitriersäure* (ein Gemisch aus konzentrierter Salpetersäure und konzentrierter Schwefelsäure) in der chemischen Industrie verwendet.

Die Salze werden in der Landwirtschaft als Düngemittel eingesetzt. (Chilesalpeter,  $\text{NaNO}_3$ )

Die Ester sind wichtige Koronartherapeutika, gegen Angina pectoris eingesetzt.

Das *Arzneibuch* arbeitet mit

12,5 % Salpetersäure

65 % Salpetersäure

### Pharmazeutische Verwendung

Als Ätzmittel zur Warzenentfernung

Charakteristisch für die Salpetersäure ist, wenn sie auf die Haut kommt reagiert sie mit den Eiweiß und daraus entstehen gelbe Flecken.

### ***Silbernitrat***

Argenti Nitras

### *Eigenschaften*

Wirkt adstringierend (zusammenziehend), antiseptisch (Keim abtötend) und ätzend

### *Verwendung*

Ätzmittel

Zum Abtöten von wildem Fleisch/ Hautwucherungen (Höllensteinstiften)

1% Augentropfen werden Säuglingen nach der Geburt zur Prophylaxe, bei Verdacht auf Gonorrhö bei der Mutter, verabreicht. (Schutz vor Erblindung an der Geschlechtskrankheit)

Maßlösung bei der Rücktitration (0,1 mol/l) eingesetzt bei der Gehaltsbestimmung von Ammoniumchlorid mit Methenamin.

Und in Der Analytik als Reagenz eingesetzt, z.B. beim Nachweis von Chlorid-Ionen.

### *Kreislauf des Stickstoffs in der Natur*

Stickstoff gelangt in die Atmosphäre durch die Abgase von Pkws und LKWs sowie die Abgase der Industrie, den größten Teil geben die Bakterien in die Atmosphäre ab. Der Stickstoff gelangt in die Erde durch Gewitter, den sauren Regen und als Stickstofffixierung. Dort wird der Stickstoff von Pflanzen und Bakterien aufgenommen. Die Pflanzen wandeln ihn um in Eiweiße, die Pflanzen werden von Tieren und Menschen aufgenommen. Durch die Zersetzung der Organischen Stickstoffverbindungen werden Ammonium-Ionen frei die auch durch Knöllchenbakterien entstehen aber auch von Stickstoffdünger verursacht werden. Bakterien denitrifizieren die Ammonium-Ionen und Nitrat - Ionen (die auch durch Stickstoffdünger verursacht werden) zu reinem Stickstoff. Somit beginnt auch dieser Kreislauf wieder von vor.

# Phosphor

## Vorkommen

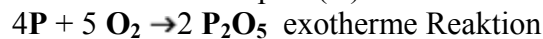
In der Natur gebunden als Phosphate z.B. Apatit  
Im tierischen und menschlichem Organismus in Zellen und Knochen  
Auch in Pflanzen zur Photosynthese  
In Nukleinsäuren DNA / DNS

## Eigenschaften

Phosphor ist in 3 Modifikationen bekannt: weißer Phosphor, roter und schwarzer Phosphor.

Der weiße Phosphor ist eine wachsweiße, hornartige Masse, die bei 44°C schmilzt. Er ist in Wasser schwer löslich, in Ether und Alkohol etwas löslich und in Schwefelkohlenstoff gut löslich.

Er ist außerordentlich reaktionsfähig. An der Luft entzündet er sich bei 60°C und verbrennt mit weißer Flamme zu Phosphor(V)-oxid.



Diese Reaktion läuft auch bei Zimmertemperatur ab, daher kommt das nächtliche, blaue Leuchten vom weißem Phosphor. Um dies zu verhindern wird er unter Wasser aufbewahrt.

Der rote Phosphor, bei Zimmertemperatur die stabilere, reaktionsträgere Modifikation, entsteht durch Erhitzen aus weißem Phosphor. Roter Phosphor wird im Magen-Darm-Trakt nicht resorbiert und ist im Gegensatz zu Weißem Phosphor nicht giftig.

Der schwarze Phosphor wird beim Erhitzen unter hohem Druck erhalten. Er ist pharmazeutisch ohne Bedeutung.

## Verwendung

Pharmazeutisch wird Phosphor nicht mehr gebraucht.

Roter Phosphor wird für chemische Umsetzungen und für Zündholzreibflächen verwendet. (Zündholzköpfen bestehen aus: Schwefel, Antimon(V)-sulfid und Kaliumchlorat und die Reibflächen aus: Glaspulver und roter Phosphor)

## Phosphorverbindungen

### ***Phosphor(V)-oxid***

Feste Substanz welche wasseranziehend ist und daher als Trocknungsmittel verwendet wird.

Aus Phosphor(V)-oxid wird die Phosphorsäure hergestellt

### ***Phosphorsäure***

Arzneibuchsubstanz

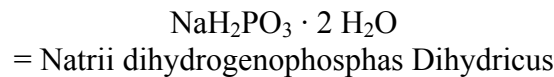
85 % Acidum phosphoricum concentratum

10 % Acidum phosphoricum dilutum

Acidum phosphoricum concentratum wird zum Ansäuern bei Analysen und zur Herstellung von 10% Acidum phosphoricum genutzt.

Acidum phosphoricum dilutum wird als Säuerungsmittel in Erfrischungsgetränken, z.B. Coca Cola, genutzt.

Natriumdihydrogenphosphat-dihydrat



Werden eingesetzt zur Phosphattherapie eingesetzt gegen Calciumhaltige Nierensteine.

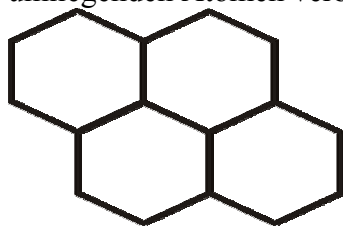
## Kohlenstoff

### Vorkommen

- In Form von Diamanten in ehemaligen Vulkangebieten in Südafrika, Brasilien und Russland.
- In Form von Graphit in Russland und in Deutschland.(bei Passau)
- In Steinkohle und Braunkohle ist Graphit sehr fein verteilt und stark verunreinigt, durch andere Mineralien und unverkohlte Pflanzenteile, enthalten.
- Torf besteht aus bis zu 60% aus Kohlenstoff
- In Anthrazit (hochwertige, glänzende Steinkohle)
- Gebunden im Kohlendioxid der Luft, im Kalkstein oder Marmor  $\text{CaCO}_3$ , Kreide (keine Schulkreide den die ist Calciumsulfat also Gips)
- In allen Lebensformen gibt es Kohlenstoff gebunden
- $\text{CaCO}_3$  \*  $\text{MgCO}_3$  Dolomit

### Grafit

In der Grafitstruktur ist jedes Kohlenstoffatom durch 3 unpolare Atombindungen mit den 3 umliegenden Atomen verbunden



an jedem Eckpunkt sitzt ein Kohlenstoffatom, diese Struktur breitet sich noch weiter aus

Weil der Kohlenstoff, eigentlich 4 Elektronen aufnehmen oder abgeben kann und er hier nur 3 zur Ausbildung der Bindungen nutzt, gibt es freie Ladungsträger (mit rotem Punkt gekennzeichnet) und daher ist er elektrisch leitfähig.

Auch der Glanz kommt durch die freien Elektronen zustande, außerdem kann er durch die freien Elektronen andere Stoffe an sich binden (Adsorption = festhalten anderer Moleküle oder Ionen an der Oberfläche, ist die reversibel also rückgängig zu machen nennt man die Resorption)

das Adsorptionsvermögen wird in der Pharmazie ausgenutzt mit der „Aktivkohle“ (Carbo activatus)

#### Aktivkohle

Sie besteht aus Grafit feinzerschlagener oder schwammartig poröser (Porengröße 1-50 nm), dadurch kommt es zur Oberflächenvergrößerung, daraus folgt das Adsorptionsvermögen wird erhöht.

Bei Magen-Darmbeschwerden und inneren Vergiftungen oral aufgenommen, danach muss salinisches Abführmittel gegeben werden (Magnesiumsulfat, Natriumsulfat), auf keinem Fall sollten Organische Substanzen gegeben werden, weil sie die Giftstoffe in den Blutkreislauf transportieren.

Es herrschen zwischen den einzelnen Schichten keine Bindungen, diese liegen also unabhängig zueinander. Deshalb auch die Eigenschaft des Abreißens, denn die Schichten sind verschiebbar.

Verwendet als Bleistiftminen und als Schmiermittel in der Technik

### Oxide des Kohlenstoffs

#### **Kohlenmonoxid**

##### *Eigenschaften*

- es ist ein farbloses, geruchloses Gas, das mit schwachleuchtender Flamme zu Kohlendioxid verbrennt. Kohlenmonoxid ist *Giftig*
- es ist in technischen Gasen wie Wassergas und Generatorgas (mit CO<sub>2</sub> und H<sub>2</sub>) enthalten, kann aber auch aus schlecht ziehenden Öfen und aus Motorengasen in Garagen gefährlich werden
- für den Menschen sind bereits 0,05% CO in der Atemluft toxisch, 0,3% wirken in 15 Minuten tödlich

Toxisch ist es daher, weil es mit dem Hämoglobin des Blutes das CO-Hämoglobin bildet, welches kein Sauerstoff transportieren kann. Der Nachweis des hellroten CO-Hämoglobins im Blut geschieht spektroskopisch, bei einer Vergiftung wird man hauptsächlich mit Sauerstoff versorgt um den Menschen am Leben zu erhalten, bis er wieder genug Hämoglobin gebildet hat für eine Eigenständige Atmung.

##### *Verwendung*

- im Hochofenprozess ist CO das Reduktionsmittel für Eisenoxide
- für die Synthese vieler Organischer Substanzen, z.B. Methanol, ist CO wegen seiner Reaktionsfähigkeit unentbehrlich

##### *Gewinnung*

die technische Herstellung erfolgt aus Koks

## Kohlen(stoff)dioxid

### Vorkommen

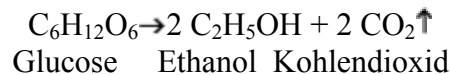
- Natürliches Vorkommen in der Luft (0,03%) und gelöst im Meerwasser, in Mineralquellen („Sauerbrunnen“), gebunden in verschiedenen Carbonaten.
- Verbrennung von Koks und Erdöl, Erdgas bzw. Erdölprodukten  $C + O_2 \rightarrow CO_2 \uparrow$
- Thermische Zersetzung von Carbonaten (Kalkbrennen)



- Zersetzung von Carbonaten durch Säuren



- Kohlendioxid entsteht auch bei biologischen Prozessen
  - Vergärung von Zucker zu Ethanol



- Stille Verbrennung (Dissimilation) des Kohlenstoffs der Nahrungsmittel im tierischen und menschlichem und pflanzlichen Organismus. Ausatmluft enthält ungefähr 5% Kohlendioxid.

### Eigenschaften

- Kohlendioxid ist ein farbloses, fast geruchloses und geschmackloses, nicht brennbares Gas, mit einer etwas größeren Dichte als Luft
- unter Druck wird es flüssig oder auch fest, es kommt in grauen Stahlflaschen in den Handel und wird zu Kühlzwecken und zum Löschen in Feuerlöschern eingesetzt
- das lineare Molekül des Kohlendioxids ist stabil und verhältnismäßig reaktionsträge

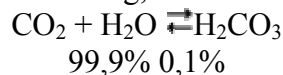


Sauerstoff Kohlenstoff Sauerstoff

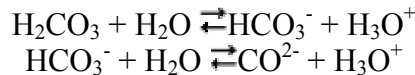
- etwa 10% in der Atmluft sind bereits toxisch
- medizinisch wird ein Gemisch von 5% Kohlendioxid und 95% Sauerstoff bei Atemdepression eingesetzt
- Kohlendioxidhaltige Bäder regen die Hautdurchblutung an

## Kohlensäure

Die Kohlensäure ist nur unter Druck beständig, Frei entweicht sie schnell.



in Wasser dissoziiert Kohlensäure



Wasser mit gelöstem Kohlendioxid ist leicht sauer (pH-Wert 5-6), daher kommt der Erfrischende Geschmack.

Dabei können entstehen

### Hydrogencarbonate

Sind alle gut bis sehr gut wasserlöslich

### Carbonate

Schwerlöslich in Wasser, außer die Carbonate die mit den Elementen der 1 Hauptgruppe gebildet wurden.  
Alkalimetalle

### Nachweise

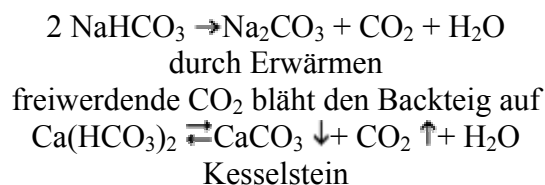
ergibt in wässriger Lösung mit Phenolphthalein eine schwache Rosafärbung.

ergibt in wässriger Lösung mit Phenolphthalein sofort eine deutliche Rotfärbung.

*Versuch* Wenig Natriumcarbonat wird auf ein Uhrglas gebracht. Auf ein zweites, gleich großes Uhrglas wird ein Tropfen Bariumhydroxid gegeben, das Uhrglas schnell umgedreht und das erste Uhrglas gesetzt. Lässt man von der Seite zwei Tropfen Salzsäure 7% auf das Natriumcarbonat laufen, so entwickelt sich Kohlendioxid und der hängende Tropfen trübt sich durch Bariumcarbonatbildung. Die Beobachtung erfolgt am besten auf einem dunklen Untergrund.

*Versuch* In ein Reagenzglas wird etwas Natriumcarbonat, in ein Zweites werden etwa 2ml Bariumhydroxid Lösung (Barytwasser) gegeben. Nun wird das Natriumcarbonat mit einigen Tropfen Salzsäure 7% versetzt und das Reagenzglas sofort mit dem Daumen verschlossen. Im oberen Teil dieses Reagenzglases sammelt sich ein Gas, das durch vorsichtiges „Gießen“ über die Bariumhydroxid - Lösung geschichtet wird. Die Flüssigkeiten dürfen dabei nicht gemischt werden. Beim Umschütteln des barytwasserhaltigen Reagenzglases tritt eine weiße Trübung auf.

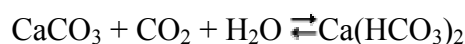
Hydrogencarbonate finden Verwendung in Backpulver



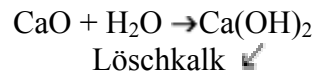
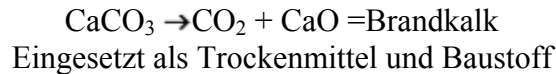
Hydrogencarbonate sind in Trickwasser zu finden

Calciumhydrogencarbonat und Magnesiumhydrogencarbonat bilden die temporäre Härte des Wassers, diese ist entfernbar, weil sie beim Erhitzen ausfällt.

Tropfsteinhöhlen entstehen durch die Reaktion von Kalk zu Calciumhydrogencarbonat.

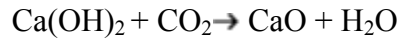


Kalkbrennen:



Löschkalk + Sand = Mörtel

Mit anderen Zusatzstoffen entsteht Zement, dieser wird im Bau eingesetzt



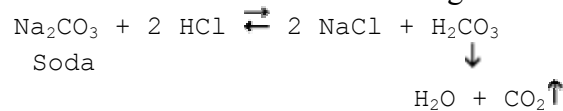
Außerdem als Antazida angewendet:



Natron

z.B. Bulrich's Salz

Durch das Kohlendioxid kann es zu Blähungen kommen!



Backtreibmittel

Ammoniumcarbonat (Hirschhornsalz) z.B. im Amerikaner



Pottasche  $\text{K}_2\text{CO}_3$  z.B. in Pfefferkuchen

## Kohlenstoffverbindungen

### **Schwefelkohlenstoff**

Ist ein perfektes Lösungsmittel für fast alle organischen Substanzen auch elementaren Phosphor.

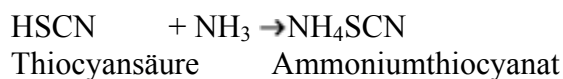
### **Harnstoff**

Kohlensäurederivat, weil er ein Abkömmling von der Kohlensäure sind.

### **Cyanwasserstoff HCN**

=Blausäure

Blausäure ist eine extrem schwache Säure, Cyanid ist eine Starke Base.



Maßlösung bei der argentometrischen Rücktitration für Bromide, Chloride, Iodide.

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  Kaliumhexacyanoferrat(II) gelbes Blutlaugensalz

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  rotes Blutlaugensalz



# Silicium

## Vorkommen

2 häufigstes Element

häufig in Verbindungen wie Quarz, Rosenquarz, Amethyst, Bergkristall, Basalt (Mineral), Lehm

Im Sand ist Quarz enthalten also Siliciumdioxid.

Silicium kommt nur in Verbindungen vor.

## Siliciumverbindungen

### **Siliciumdioxid**

#### *Eigenschaften*

Es hat die Fähigkeit zur Ausbildung von Riesenmolekülen. Ketten, Ringe oder flächige Strukturen können gebildet werden.

Hoher Schmelzpunkt wegen der vernetzten Struktur.

Beständig gegen Temperatur Schwankungen kaum Ausdehnung und kein Zusammenziehen, deshalb werden aus Quarzglas Laborgeräte hergestellt.

Siliciumdioxid ist sehr Reaktionsträge und daher widerstandsfähig gegen alle Säuren außer Flusssäure.

Es ist UV-Lichtdurchlässig.

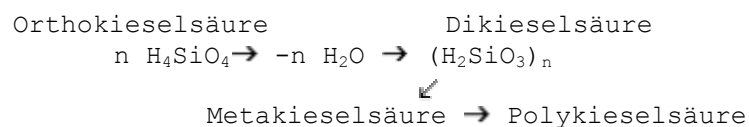
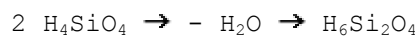
#### *Verwendung*

Hochdisperses Siliciumdioxid zur Adsorption von Wasser und Ethanol. Es hat die Teilchengröße von 15nm, 1g hat eine Oberfläche von 200m<sup>2</sup>, es wird als Trockenmittel eingesetzt in

Tabletten, Dosen u.a.

↳ Tablettierhilfsstoff

Siliciumdioxid ist Säureanhydrit in Kieselsäure in Brennnessel und Acker Schachtelhalm, es wird eingesetzt in Rheumatee, Blässentee und Lungentee.

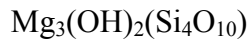


Durch weiteren Wasserentzug erhält man wieder SiO<sub>2</sub> (in flächigen Molekülen)

- Polyokieselsäure mit sehr wenig Wasser = Kieselgur → als Schmiermittel verwendet
- Polyokieselsäure mit wenig Wasser = Silicagel
- Polyokieselsäure mit viel Wasser = Sol

Kieselgur zur Verwendung als Trägermittel bei Chromatographie  
Silicagel zur Verwendung als Trocknungsmittel im Exikatore

### **Talkum**



Pudergrundlage, Gleitmittel in Gummihandschuh  
(steht in Verdacht krebserzeugend zu sein)

### **weißer Ton**



Kaolinum penderosum / Bolus alba  
Absorptionsmittel

### **Silicone**

Wasserabstoßend, geringe Löslichkeit in Wasser  
In der Pharmazie verwendet als Entschäumer (Lefax), in Hautschutzsalbe, Tablettenhilfsstoff  
und Heizbadflüssigkeit

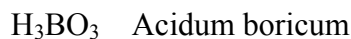
Silikonkautschuke sind hochpolymer und können zu Dichtungen, Stopfen und Schläuchen für  
Infusionsbestecke u.a. verarbeitet werden.

## **Bor**

Bor ist ein Halbmetall.  
Es ist ein Säurebildner, ist aber fest und glänzt wie ein Metall.

### **Verbindungen**

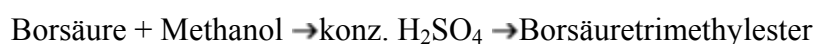
#### **Borsäure**



Sehr schwache, wenig wasserlösliche Säure und weiße Festsubstanz

Dibortrioxid ist das Säureanhydrit für die Vorstufen

#### **Nachweis Borsäure**



Die Flamme beim verbrennen des Borsäuretrimethylesters ist grün

Die konzentrierte Schwefel ist der Katalysator, Schwefelsäure ist stark hygroskopisch  
(wasseranziehend), also beeinflusst es mit dem Entzug des Wassers das Gleichgewicht so,  
dass immer mehr Reaktionsprodukte entstehen.

Gehaltsbestimmung mit Manitol (Hilfssubstanz) es bildet sich wiederum ein Ester / eine mittelstarke Säure, diese Säure wird mit Natronlauge titriert.

#### *Verwendung*

Borsäure in Salben oder Borwässern zur Desinfektion eingesetzt, nicht mehr eingesetzt wegen seiner geringen therapeutischen Breite, d.h. die Differenz zwischen Wirksamkeit und toxischen/giftigen Wirkung ist sehr klein.

### **Borax**

#### *Eigenschaften*

Weiß, feste, einigermaßen wasserlösliche Substanz auch in Glycerol löslich. Die wässrige Lösung ist alkalisch wegen der Hydrolyse mit dem Wasser.

#### *Verwendung*

- verwendet für Zubereitungen niedrigschmelzender Glasuren für Keramikerzeugnisse, zur Herstellung von Temperaturbeständiger Glassorten und optischer Gläser
- Zusatz zu Düngemittel
- als Flussmittel zum Hartlöten
- zur Herstellung von Pufferlösungen
- zur Herstellung der Boraxperle die für die Nachweise bei Kobalt und Nickel benötigt wird

#### *Identität*

wie bei Borsäure mit grüner Flamme des Methanolesters.

PH-Wert Überprüfung der Lösung sie ist Basisch.

Borsäure kann man vom Borax unterscheiden, wenn man sie in Glycerol löst, weil Borsäure in Glycerol unlöslich ist.

#### *Gehalt wird geprüft:*

1. Genauso wie Borsäure mit Manitol laut Europäischem Arzneibuch
2. Verdrängung mit Salzsäure

## Aluminium

Aluminium ist ein echtes Metall und bildet Aluminiumhydroxid.

### **Eigenschaften**

Sehr geringe Dichte, silbrig glänzendes Metall, neigt zur Passivierung, unedles Metall, Wie edel ein Metall ist ergibt sich daraus mit wie viel Kraft das Atom Elektronen an sich reizen kann und mit wie viel Kraft es seine Elektronen behalten kann.

## Verwendung

In der Technik: Flugzeugbau, Alufolie, Salbentuben

In der Pharmazie: Pflaster mit Aluminiumbedampfung  
(Es klebt nicht auf der Wund fest, leichte Desinfizierung der Wunde durch Oxide und Hydroxide)

## Aluminiumverbindungen

### **Aluminiumoxid**



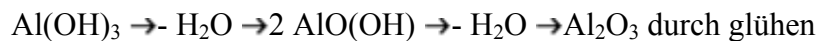
Im Arzneibuch ist das wasserhaltige Aluminiumoxid genannt:

#### *Algetrat*

Wird als Antazidum Genutzt. (Antazidum ist ein Arzneimittel, zur Beseitigung von Überschüssiger Magensäure)

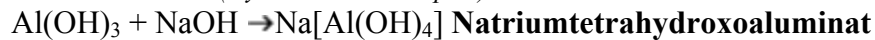
Hergestellt aus Aluminiumhydroxid  $\text{Al}(\text{OH})_3$

$\text{Al}(\text{OH})_3$  wird geglüht, und es entsteht  $\text{Al}_2\text{O}_3$  durch Wasserentzug.

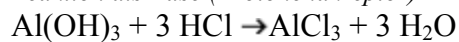


Aluminiumhydroxid ist ein Ampholyt

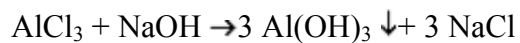
*Reaktion als Säure (Hydroxidionenakzeptor)*



*Reaktion als Base (Protonenakzeptor)*



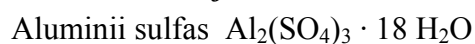
*Herstellen von Aluminiumhydroxid*



*Nachweis für Aluminium-Ionen*

Mit gepufferter Ammoniak-Lösung entsteht ein Niederschlag, welcher in Ammoniak unlöslich ist sich aber in Säuren oder in Natriumhydroxid löst.

### **Aluminiumsulfat**



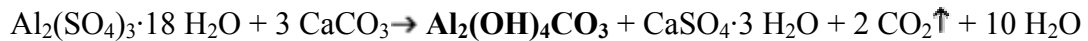
*Eigenschaften*

- lösliches Salz

### Verwendung

- Eingesetzt als Gurgelmittel und Wundspülmittel in einer 2% Lösung
- Zur Herstellung von essigsaurer-Tonerde

### Herstellungsweg essigsaurer-Tonerde



↓  
Essigsäure-Tonerde stabilisiert durch Weinsäure

Es wird eingesetzt bei Sportverletzungen in Umschlägen und in Nasensalzen.

### Aluminiumkaliumsulfat



Es gehört zu der Gruppe der Doppelsalze auch Gruppe der Alaune Genannt.

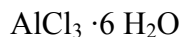
### Verwendung

Als Adstringens zur Blutstillung (in Alaunstiften)

In Deo-Kristallen (es kann zu Unverträglichkeitsreaktionen kommen, deshalb sind sie sehr umstritten)

Es kann zu Eiweißgerinnung kommen, dadurch entstehen Verätzungen.

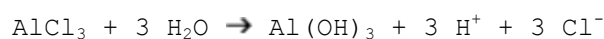
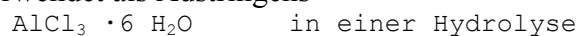
### Aluminiumchlorid-hexahydrat



### Eigenschaften

Adstringierend und eiweißfällend

Verwendet als Adstringens



↓  
saure Reaktion, Lösung reagiert sauer

### Antazida

Magaldrat  $\text{Al}_2\text{O}_3$

Phosphalugel  $\text{AlPO}_4$

Maaloxan Mg-Al-Hydroxid

Aludrox  $\text{Al}(\text{OH})_3$

Almag Mg-Al-Silicate

Magaldrat Schichtgitter Verbindungen

Solugastril  $\text{Al}(\text{OH})_3 \cdot \text{CaCO}_3$

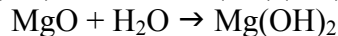
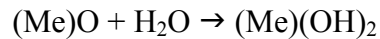
## Gruppenübersicht der Elemente der II Hauptgruppe

Gruppenname : Erdalkalimetalle

Diese Metalle, sie sind alle Metalle, kommen in der Natur nur gebunden und in Ionenbindungen vor.

Alle bilden basische Oxide sind also Basenbildner

Me = Element der II Hauptgruppe



Die Relevante Oxidationsstufe aller Elemente der II Hauptgruppe ist +2.

Die Elektronegativität nimmt innerhalb der Hauptgruppe ab, der Metallcharakter nimmt zu. Sie sind alle sehr reaktionsfreudig, deshalb müssen Calcium, Strontium und Barium unter Luftabschluss aufbewahrt werden, wegen der Oxidation.

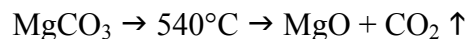
*Löslichkeiten der Verbindungen:*

Hydroxide: sind schlecht löslich bis unlöslich  
die Löslichkeit steigt innerhalb der Hauptgruppe

Sulfate: sind schlecht löslich bis unlöslich  
Die Löslichkeit sinkt innerhalb der Hauptgruppe

Carbonate: sind alle schlecht löslich

Die Stabilität der Salze mit schwachen Säuren, z.B. der Carbonate, nimmt innerhalb einer Hauptgruppe zu. Beryllium- und Magnesiumcarbonat sind thermisch leichter spaltbar als die Carbonate von Calcium, Strontium und Barium.



## Magnesium

### Vorkommen

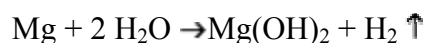
In Bitterwasser Magnesiumsulfathaltige Quellen in Ungarn, Marienbad, Bad Kissingen

Chlorophyll Magnesium als Zentralatom im großen organischen Molekül des grünen Blattfarbstoffes Chlorophyll

### Eigenschaften

Silberglänzendes Leichtmetall

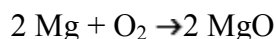
Oberfläche wird rasch mit einer matten Oxidschicht bedeckt, womit das Metall gegen den Angriff von kaltem Wasser geschützt ist. Aber mit Siedendem Wasser löst sich diese Oxidschicht und das Metall reagiert mit dem Wasser unter Wasserstofffreisetzung durch Passivierung.



Es zeigt das Verhalten von einem unedlen Metall, das in der Spannungsreihe weit links vom Wasserstoff steht.

Leicht löslich in verdünnten Säuren aber nicht in Laugen, Magnesiumhydroxid ist nicht Amphoter.

Es reagiert mit Sauerstoff unter Aussendung eines intensiven Weißen Lichtes zu Magnesiumoxid.



## Verwendung

Magnesiumpulver dient als Blitzlicht

## Pharmazeutische Verwendung / Nebenwirkungen

Magnesium gehört für alle Lebewesen zu den Lebensnotwendigen Elementen. Der tägliche Bedarf liegt bei ca. 300 mg; Schwangere, Neugeborene und Jugendliche brauchen mehr. Magnesium aktiviert Enzyme und ist als Phosphat Bestandteil in Knochen enthalten. Überhöhte  $\text{Mg}^{2+}$  - Konzentration bewirkt Schlaf und Narkose, noch höhere Lähmung des Atemzentrums.

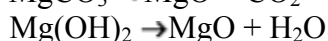
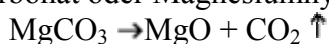
Magnesiumsulfat ( $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ ) dient als Abführmittel in Dosen von 5 bis 20g, Dosen von 50g können bereits toxisch wirken.

## Magnesiumverbindungen

### ***Magnesiumoxid – Magnesia usta MgO***

#### *Herstellung*

Durch Erhitzen von Magnesiumcarbonat oder Magnesiumhydroxid.



#### *Eigenschaften*

Es ist ein weißes in Wasser schwer lösliches Pulver. Auch gebrannte Magnesia genannt

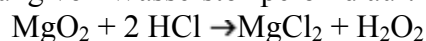
Es gibt leichtes und schweres Magnesiumoxid welches sich im Füllvolumen unterscheidet, 15g leichtes Magnesiumoxid nehmen 150ml ein und 15g schweres Magnesiumoxid nehmen 30ml ein.

Genutzt als Antacida

### ***Magnesiumperoxid – Magnesium peroxidatum MgO<sub>2</sub>***

Genutzt als Antacida

Löst sich in Säuren unter Bildung von Wasserstoffperoxid auf.



Im DAB enthält das Magnesiumperoxid 75% Magnesiumoxid.

## ***Magnesiumhydroxid Mg(OH)<sub>2</sub>***

Es lässt sich aus Magnesiumsalzlösungen durch Laugen ausfällen.



Auch mit Ammoniak-Lösung kann Magnesiumhydroxid ausgefällt werden! Die entstehenden Hydroxid-Ionen reichen aus, um das Löslichkeitsprodukt des Magnesiumhydroxids zu überschreiten. (D.h. die Ionenkonzentration des Magnesiumhydroxids in der gesättigten Lösung wird überschritten, es bildet sich ein Niederschlag)

Gibt man Ammoniumchlorid hinzu, so verringert sich die Konzentration der Hydroxid-Ionen soweit dass das Löslichkeitsprodukt nicht mehr erreicht wird und der Niederschlag sich auflöst. Wird die Hydroxidionenkonzentration weiter gesenkt, kann auch nicht ausgefälltes Magnesiumhydroxid wieder zerfallen.

Aus der klaren Lösung kann durch Zugabe von Phosphaten Magnesiumammoniumphosphat ausgefällt werden:



Diese Lösung aus Magnesiumionen in einer Ammoniumchlorid-Ammoniak-Lösung dient unter den Namen Magnesiummischung als Reagenz für Phosphat-Ionen.

## ***Magnesiumsulfat - Magnesium sulfuricum MgSO<sub>4</sub> · 7 H<sub>2</sub>O***

Wird als salinisches Abführmittel genutzt.

Es ist das meistgebrauchte Magnesiumsalz.

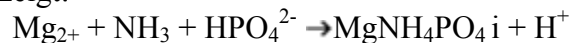
Das Magnesiumsulfat, wird auf Verwechslungen mit dem gleichkristallisierenden, giftigen Zinksulfat geprüft. Zinksulfat reagiert anders als Magnesiumsulfat in Lösung sauer, infolge von hydrolytischer Spaltung und Bildung von komplexen Säuren.

In Pulvermischungen wird getrocknetes Magnesiumsulfat (MgSO<sub>4</sub> · 2 H<sub>2</sub>O) verwendet, das nur im DAB 7 beschrieben ist.

## *Nachweise von Magnesiumverbindungen*

Versuch mit Titangelb  
Titangelb  
einige Körnchen Magnesiumchlorid R werden auf einer Tüpfelplatte in 3 Tropfen Wasser gelöst und mit 3 Tropfen einer 0,05% Lösung (m/V) von Titangelb R versetzt. Werden in der Mitte der Lösung vorsichtig einige Tropfen Natriumhydroxid - Lösung 8,5% R gegeben, so bildet sich ein roter Niederschlag, der sich von der umgebenden gelben Flüssigkeit abhebt.

Versuch mit Ammoniumchlorid gepufferter Ammoniaklösung  
Magnesium-Ionen ergeben mit Phosphat-Ionen eine Fällung von Ammoniummagnesiumphosphat, das unter dem Mikroskop charakteristische Sargdeckelformen zeigt:





# Calcium

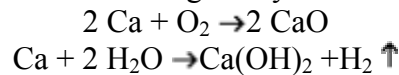
## Vorkommen

Fast überall auf der Erde

Kalkstein, Kreide, Marmor,	Calciumcarbonat	$\text{CaCO}_3$
Gips, Alabaster	Calciumsulfat	$\text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaSO}_4$
Knochen	Calciumphosphat	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Zähne	Hydroxiapatit	$\text{Ca}(\text{PO}_4)_3(\text{Cl},\text{OH})$

## Eigenschaften

Weiches, silberglänzendes Leichtmetall welches rasch Oxidiert.  
Calcium ist sehr reaktionsfreudig. Mit Luftsauerstoff setzt es sich langsam zu Oxid, mit Wasser langsam unter Wasserstoffentwicklung zu Hydroxid um.



## Physiologische und Therapeutische Bedeutung

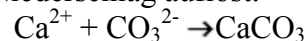
Calcium gehört zu den normalen Elektrolyten des Blutplasmas.  
Der Calciumbedarf liegt bei 1 g/Tag, er wird hauptsächlich durch Milch oder Milchprodukte gedeckt. Bei Steuerung des Calciumhaushaltes spielen das Vitamin D und die Nebenschilddrüsenhormone eine wichtige Rolle.

## Nachweise von Calcium

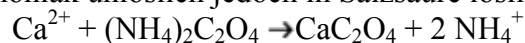
Die Flamme des Calciums ist gelbrot

Calcium kann über verschiedene schwerlösliche Salze nachgewiesen werden.

Calciumchlorid mit Ammoniumcarbonat reagiert zu Calciumcarbonat welches weiß ausfällt, wird Ammoniumchlorid hinzugegeben, so löst sich der Niederschlag nicht auf, anders als bei Magnesiumcarbonat, wo sich der Niederschlag auflöst.



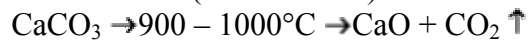
Calciumchlorid mit Ammoniumoxalat reagiert zu Calciumoxalat welches weiß ausfällt, dieser ist in Essigsäure und Ammoniak unlöslich jedoch in Salzsäure löslich.



## Calciumverbindungen

### **Calciumoxid – Calcaria usta – gebrannter Kalk CaO**

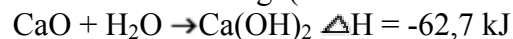
Herstellung durch Glühen von Kalkstein (Kalkbrennen).



Calciumoxid kommt in Grauen bis weißen (je nach Reinheitsgrad) Stücken oder Pulver vor, es zieht Wasser und Kohlendioxid an.

Daraus folgt die Verwendung als Trockenmittel.

Gebrannter Kalk mit Wasser übergossen ergibt Calciumhydroxid (auch Kalklöschen genannt) dies geschieht unter starker Wärmeentwicklung. (exotherme Reaktion)



Calciumhydroxid ist eine sehr starke Base, in Wasser aber nur mäßig löslich etwa 1,7 g/l. Eine breiige Aufschwemmung heißt Kalkmilch eine klare Lösung Kalkwasser.

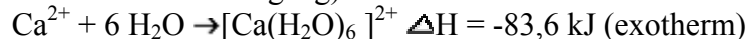
### **Calciumchlorid – Calcium chloratum siccatum CaCl<sub>2</sub>**

Es kristallisiert aus wässriger Lösung als CaCl<sub>2</sub> · 6 H<sub>2</sub>O (Calciumchlorid – Hexahydrat Europäisches Arzneibuch oder lateinisch Calcii chloridum hexahydricum).

Wird CaCl<sub>2</sub> · 6 H<sub>2</sub>O in Wasser aufgelöst so wird viel Wärme benötigt (endotherme Reaktion), daher kommt die Verwendung mit Eiswasser vermischt als Kältemischung, die bis –50 °C abkühlen kann.

Durch Erhitzen entfernt man das Kristallwasser und erhält entwässertes Calciumchlorid welches durch sein starkes Wasseranziehen als Trockenmittel verwendet wird.

Für Kältemischungen ist die wasserfreie Form nicht geeignet, weil bei der Hydratation (Umschließen der Ionen beim Lösevorgang) des Calcium-Ions Wärme frei wird.



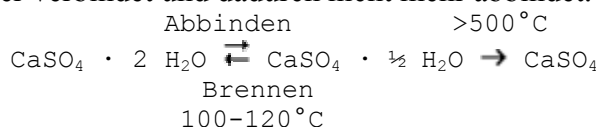
### **Calciumsulfat – Gips CaSO<sub>4</sub>**

Kommt in der Natur als Calcium dihydrat (Calcii sulfas dihydricus) vor CaSO<sub>4</sub> · 2 H<sub>2</sub>O, entsteht auch wenn in wässriger Lösung Calcium-Ionen und Sulfat-Ionen zusammengeworfen werden.



Aus diesem Calcium dihydrat wird gebrannter Gips hergestellt indem 1½ H<sub>2</sub>O entzogen werden beim Erhitzen auf 100 – 120°C es bleibt zurück CaSO<sub>4</sub> · ½ H<sub>2</sub>O. Wird dieses Pulver mit Wasser vermischt, so entsteht ein Brei, unter Wärmeentwicklung entsteht wieder Calciumsulfat dihydrat dabei erhärtet der Brei.

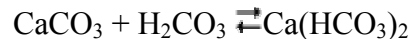
Beim Brennen mit höheren Temperaturen entsteht ein langsamer abbindender Gips (Estrichgips), bei weiteren Erhitzen entsteht totgebrannter Gips, der sich nicht mehr mit Wasser verbindet und dadurch nicht mehr abbindet.



Verwendet wird Calciumsulfat, welches in Wasser löslich ist, als Reagenz auf Strontium-Ionen und Barium-Ionen, die als schwerer lösliche Sulfate damit ausgefällt werden können.

## ***Calciumcarbonat – Calcii carbonas – Kalkstein, Marmor, Kreide CaCO<sub>3</sub>***

Es ist in Wasser schwer löslich, aber es löst sich etwas in Kohlendioxidhaltigem Wasser als Calciumhydrogencarbonat.



Diese Reaktion verläuft bei höheren Temperaturen (ab 70°C) rückwärts, aus Calciumhydrogencarbonat entsteht Kohlendioxid und Wasser, Calciumcarbonat fällt aus.

### ***Härte des Wassers***

Die Härte des Wassers bildet sich aus Calciumhydrogencarbonat und andern gelösten Salzen des Calciums Magnesiums und teilweise des Eisens und des Mangans.

Man unterscheidet in:

Die Carbonathärte (temporäre Härte) ist im wesentlichen durch Calciumhydrogencarbonat bedingt. Beim Erhitzen fällt Calciumcarbonat aus (s.o.) und stört als Kesselstein in Dampfkesseln, Heißwasserbereitern und Destillierapparaten.

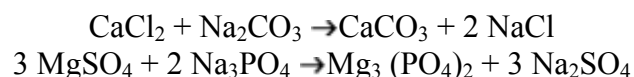
Bleibende oder permanente Härte wird vornehmlich durch Calciumsulfat verursacht, das sich durch Kochen nicht entfernen lässt.

Temporäre und permanente Härte ergeben zusammen die Gesamthärte. Diese wird komplexometrisch mit 0,1 M - Natriumedetat-Lösung oder mit Teststäbchen bestimmt. Sie wird nicht mehr in deutschen Härtegraden (dH) angegeben, sondern in Millimol pro Liter (mmol/l). Weiches Wasser enthält weniger als 1,3 mmol/l, sehr hartes Wasser mehr als 3,8 mmol/l an Ca- und Mg-Ionen.

Die Gesamthärte ist die Summe der Ca- und Mg-Ionen, die im Wasser gelöst sind. Sie stören vor allem beim Waschen mit Seife, weil sie einen Teil der Seife unwirksam machen. Moderne Waschmittel enthalten waschaktive Substanzen (Tenside), die keine schwerlöslichen Salze mit Erdalkali-Ionen bilden, oder Komplexbilder, die diese Ionen einfangen.

Zur Enthärtung des Wassers kommen in Frage:

1. Destillation des Wassers,
2. Ausfällung der Härtebildenden Ionen mit Soda oder Natriumphosphat:  
z.B.:



3. Entsalzung des Wassers mit Ionenaustauschern

## **Barium**

### **Vorkommen**

In der Natur kommt es hauptsächlich als Baryt oder Schwerspat vor.

## Eigenschaften

Es ist ein weiches, schweres, silberweißes Metall.

Es ist sehr reaktionsfreudig Element, es besitzt die geringste Ionisierungsenergie der Erdalkalimetalle.

## Nachweise von Barium und Bariumverbindungen

Barium verbrennt bei der Flammenprobe mit grüner Flamme.

Die Löslichen Bariumverbindungen können mit Säuren in schwerlösliche Verbindungen umgewandelt werden und diese fallen dann aus.

Außerdem weist man Barium-Ionen mit Chromat-Ionen nach, Bariumchromat fällt gelb aus.

## Bariumverbindungen

Lösliche Bariumverbindungen wie z.B. Chlorid  $\text{BaCl}_2$  und Nitrat  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  sind alle giftig. Auch Bariumcarbonat  $\text{BaCO}_3$  ist durch seine Löslichkeit in Salzsäure (Magensalzsäure) giftig.



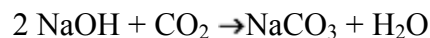
Diese löslichen Bariumverbindungen wie  $\text{BaCl}_2$ , werden vom Körper aufgenommen und führen dort zu Krämpfen, eingestuft sind sie als Herzgifte. Als Gegenmittel wird Natriumsulfat gegeben

Bariumchlorid wird als Reagenz auf Kohlendioxid benutzt.

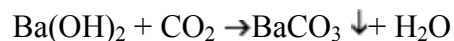
## **Bariumhydroxid – Barytwasser – $\text{Ba}(\text{OH})_2$**

Das Hydroxid des Bariums ist einer sehr starke Base ist aber besser löslich als die Hydroxide des Magnesiums, Calciums und Strontiums.

Verwendet wird Barytwasser, anstelle von Natrium- oder Kaliumhydroxid-Lösung in der Maßanalyse, wenn es auf Carbonatfreiheit ankommt. Weil Natrium- und Kaliumhydroxid aus der Luft das Kohlendioxid anziehen ohne das man es der Lösung ansieht und dies wirkt sich schlecht auf die Analyse aus.



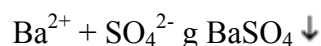
Bei Bariumhydroxid entsteht mit dem Kohlendioxid der Luft ein Niederschlag der Abfiltriert werden kann.



Daher wird Bariumhydroxid auch als Reagenz auf Kohlendioxid genutzt.

## **Bariumsulfat – Barium sulfuricum – Schwerspat $\text{BaSO}_4$**

Bariumsulfat ist unlöslich in Wasser aber auch in Starken Säuren und daher ungiftig. Ein feiner weißer Niederschlag entsteht, wenn Barium-Ionen und Sulfat-Ionen Zusammentreffen.



Eingesetzt wird Bariumsulfat wegen seiner Ungiftigkeit als Röntgenkontrastmittel, dieser Brei der gegeben wird muss vorher sorgfältig auf giftige Bestandteile geprüft werden außerdem schreibt das Arzneibuch eine Prüfung der Sinkgeschwindigkeit vor.

## Gruppenübersicht der Elemente der I Hauptgruppe

Gruppenname: Alkalimetalle

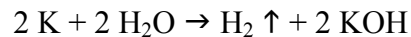
Die Metalle sind weich, leicht schmelzbar schon bei sehr niedrigen Temperaturen und haben eine geringe Dichte ist in der Gruppe steigend. Eine Schnittfläche zeigt für kurze Zeit einen silbrigen Glanz, der durch die rasche Oxidation an der Luft verschwindet.

Sie nehmen alle die Oxidationsstufe +1 an eine andere ist durch den Atombau nicht möglich, sie sind sehr reaktionsfreudig und stehen in der Spannungsreihe ganz vorn.

Die Ionisierungsenergie nimmt innerhalb der Gruppe von oben nach unten ab.

Caesium ist das unedelste, reaktionsfreudigste aller Metalle.

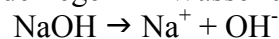
Wegen der Geringen Ionisierungsenergie reagieren alle Metalle dieser Gruppe leicht mit Luft und Wasser, dabei bildet sich bei der Reaktion mit der Luft Oxide, Hydroxide und Carbonate, mit Wasser entstehen Hydroxide unter Starker Wasserstofffreisetzung.



Bei Kalium, Rubidium und Caesium entzündet sich dieser Wasserstoff durch die Reaktionswärme die entsteht.

Es kommt zu keiner Passivierung, weil die Hydroxide leicht löslich in Wasser sind, somit wird das Metall vollständig umgesetzt.

Die Hydroxide liegen im Wasser dissoziiert vor



Alkalimetalle bilden die stärksten bekannten Basen, die Basenstärke nimmt in der Gruppe von oben nach unten zu, weil die Dissoziation der Basen vollständiger verläuft, je leichter sie das Außenelektron abgeben kann.

Bis auf Lithiumcarbonat und Lithiumphosphat sind alle Salze in Wasser leicht löslich, auch die Carbonate, Phosphate und Silicate.

Die Alkaliionen zeigen bei der Flammenprobe Charakteristische Farben.

In Landpflanzen sind vorwiegend Kaliumsalze vorherrschend wobei in Meerespflanzen Natriumsalze vorwiegend vertreten sind. In Mensch und Landtieren sind beide Salze in ungefähr gleichen Mengen vertreten, sie halten den osmotischen Druck im Gewebe aufrecht.

## Lithium

### Vorkommen

Kommt in der Natur ziemlich selten und nur in Verbindungen vor. Lithium wurde 1817 von dem schwedischen Chemiker A. Arfvedson im Mineral Petalit entdeckt.

### Eigenschaften

- es ist das leichteste Metall
- weich und silbrigglänzend
- läuft an der Luft rasch an und reagiert lebhaft mit Wasser zu Lithiumhydroxid und Wasserstoff

## Gewinnung

Durch Schmelzflusselektrolyse Lithiumhalogeniden

## Verwendung

- als Zusatz zu Legierungen
- Lithiumcarbonat  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  hat die Bedeutung als Psychopharmaka, ebenso das Lithiumcitrat
- Lithiumsalze dienen in homöopathischer Dossierung als Mittel gegen Gicht, Rheumatismus, Nierensteine und Arthritis

## Lithiumverbindungen

sind im allgemeinen farblos

*Lithiumcarbonat*,  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ , im Gegensatz zu den Carbonaten der anderen Alkalimetalle in Wasser schwer löslich;

dasselbe trifft für das *Lithiumphosphat*,  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ , zu;

*Lithiumchlorid*,  $\text{LiCl}$ , in Alkohol löslich;

*Lithiumhydroxid*,  $\text{LiOH}$ , eine starke Base. - Lithiumsalze färben eine nicht leuchtende Flamme intensiv rot (Nachweisreaktion für Lithium in der chem. Analyse). Lithium wird verwendet in der Reaktortechnik, zur Gewinnung von Tritium, als Legierungsbestandteil u. als Katalysator.

*Lithiumaluminiumhydrid*: Alanate.

Das Isotop  $^6\text{Li}$  wird als *Lithiumdeuterid* für Wasserstoffbomben verwendet.

Einige Lithiumsalze werden in der Heilkunde eingesetzt:

*Lithiumbromid* als Nervenberuhigungsmittel,

*Lithiumcarbonat* gegen Gicht,

*Lithiumcitrat* zur Behandlung manisch-depressiver Erkrankungen. -

## Nachweise von Lithium

- Lithium verbrennt mit einer kaminroten Flamme
- Lithiumchlorid ist in 96% Ethanol Löslich

## Natrium

### Vorkommen

kommt nur in Verbindungen in der Natur vor

Natriumchlorid	$\text{NaCl}$	Kochsalz	In Steinsalzlageren, Sole und Meerwasser
Natriumnitrat	$\text{NaNO}_3$	Chilesalpeter	Abgebaut in Chile
Natriumcarbonat	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	Soda	in Natronseen Kaliforniens und Ägyptens

Außerdem kommen Natriumsalze in Meerpflanzen und im tierischen Organismus vor.

## Eigenschaften

- ein wachswichtiges, leichtes, silberglänzendes Metall
- sehr reaktionsfreudig
- An der Luft überzieht es sich sofort mit einer weißen Oxid- und Karbonatschicht, mit Wasser setzt es sich heftig zu Natronlauge um, wobei Explosionsgefahr besteht, da sich der entstehende Wasserstoff entzünden kann.
- Natrium wirkt stark ätzend auf die Haut und Augen

## Gewinnung

Durch Schmelzflusselektrolyse von Natriumchlorid

## Verwendung

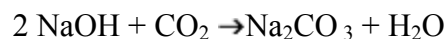
- Als Trockenmittel für Ether in der Laborpraxis
- In Natriumdampflampen ist es enthalten

## Natriumverbindungen

Natriumverbindungen haben durch ihre gute Wasserlöslichkeit eine Große Bedeutung in der Pharmazie da das Natrium-Ion selbst keine therapeutische Wirkung besitzt, dient es nur als Anionenträger.

## ***Natriumhydroxid – Natrii hydroxidum – Ätznatron, Seifenstein NaOH***

- Farblose bis weiße, stark hygroskopische (Wasseranziehend) Substanz.
- Leicht löslich in Wasser unter Wärmeentwicklung (exotherme Reaktion), dabei entsteht Natronlauge oder auch Natriumhydroxid-Lösung welche stark alkalisch reagiert.
- Natriumhydroxid und Natriumhydroxid-Lösung ziehen in der Luft enthaltenes Kohlendioxid an und bilden damit Natriumcarbonat.



Daher ist Natriumhydroxid meist Carbonat haltig, bei der Verwendung als Reagenz schreibt das Arzneibuch vor das nur 2% Natriumcarbonat enthalten sein dürfen.

## *Verwendung*

In der chemischen Industrie ist es ein vielgebrauchter Grundstoff (z.B. Seifenherstellung). Im Labor wird es als Trockenmittel eingesetzt und zur Adsorption von Kohlendioxid. (Aufnahme von Kohlendioxid)

## ***Natriumchlorid – Natrii chloridum – Kochsalz NaCl***

## *Vorkommen*

- Im Meerwasser unter der Erde in Salzlagern und in der Sole.

Gewonnen wird es Durch Abbau in Salzbergwerken, durch eindampfen natürlicher Salzsole und durch verdunsten des Meerwassers Wo das Salz Zurückbleibt (in Salzgärten an warmen Küsten).

### *Eigenschaften*

- farbloses, in Würfeln kristallisierendes Salz
- es ist gut löslich in Wasser

### *Verwendung*

- Es ist Ausgangsstoff für die Herstellung anderer Natriumsalze und reinem Natrium.
- Es wird als physiologische Kochsalzlösung eingesetzt als Blutersatzflüssigkeit, weil es den gleichen osmotischen Druck besitzt.
- Natriumchlorid ist für die Isotonisierung der meisten Augentropfen geeignet.
- Als Speisesalz genutzt, um eine Schilddrüsenstörung zu vermeiden wird jodiertes Speisesalz angeboten.
- Außerdem wird es als Konservierungsmittel und Tausalz eingesetzt.

### ***Natriumcarbonat – Soda $\text{Na}_2\text{CO}_3$***

Es krisallisiert normalerweise mit 10 Kristallwasser aus (Kristallsoda  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$  - Natrii carbonas decahydricus)

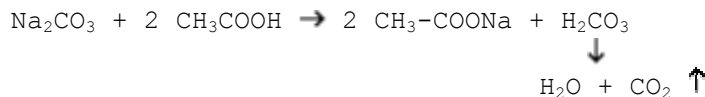
Diese farblosen Kristalle geben aber leicht Wasser ab und verwittern.

Beim Erhitzen entsteht erst Natriumcarbonat-Monohydrat ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  - Natrii carbonas monohydricus) und dann wasserfreie Soda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$  - Natrii carbonas anhydricus)

Es löst sich in Wasser unter Wärmeentwicklung in einer Hydrolyse.



Natriumcarbonat kann auch in Essigsäure gelöst werden, dabei entsteht aus der Kohlensäure Wasser und Kohlendioxid.



### *Verwendung*

Als großtechnischer Grundstoff in der chemischen Industrie, außerdem in der Seifenindustrie, in Glashütten und zum Enthärten von Wasser.

### ***Natriumhydrogencarbonat – Natrii hydrogenocarbonas – Natron $\text{NaHCO}_3$***

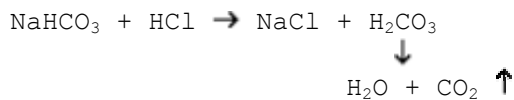
Reagiert in wässriger Lösung neutral, diese Lösung zerfällt beim Erwärmen in Natriumcarbonat, Wasser und Kohlendioxid, diese Eigenschaft wird gleichzeitig als Identitätsprüfung genutzt.



Das entstehende Natriumcarbonat kann da es alkalisch ist nachgewiesen werden somit muss Natriumhydrogencarbonat immer auf Reinheit geprüft werden.



Es kann auch Säuren binden, dabei entsteht Kohlendioxid.



### *Verwendung*

- als Neutralisationsmittel in der Therapie und im Labor
- als Antacida (Natron, Bullrichsalz)
- dient zur Entwicklung von Kohlendioxid in Backpulvern, Brausetabletten und Sodawasser

### **Nachweise der Natriumverbindungen**

- Natrium färbt die Flamme intensiv Gelb
- Natrium kann mit dem komplex Salz Kaliumhexahydroxoantimonat ausgefällt werden
- Fällung des in Eiswasser schwer löslichen Natriumsalzes der Methoxyphenylelessigsäure

## **Kalium**

### **Vorkommen**

- Kalium kommt in Landpflanzen und im Tierischen wie Menschlichen Organismus vor.
- Hauptsächlich kommt Kalium in Verbindungen vor wie:
  - Sylvin (Kaliumchlorid KCl),
  - Carnallit (Kaliumchlorid-Magnesiumchlorid  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ ),
  - Kainit (Kaliumchlorid-Magnesiumsulfat  $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ )

### **Eigenschaften**

- wachsw weich, silberglänzend und außerordentlich reaktionsfreudig
- an der Luft überzieht es sich sofort mit einer weißen Oxidschicht
- Mit Wasser setzt es sich stürmisch zu Kalilauge (Kaliumhydroxid) und Wasserstoff, wobei sich der entstehende Wasserstoff entzündet.

### **Gewinnung**

durch Schmelzelektrolyse von Kaliumhydroxid

### **Kaliumverbindungen**

Die Kalisalze anorganischer Säuren kristallisieren ohne Kristallwasser und sie sind selten hygroskopisch.

Alle Kaliumverbindungen sind Wasserlöslich und färben die Flamme blauviolett.

### ***Kaliumcarbonat – Kalium carbonicum – Pottasche $K_2CO_3$***

Ist eine hygroskopische (wasseranziehend), weiße Masse

Welche verwendet wird zur Herstellung von anderen Kalisalzen, Kaliglas, Schmierseife und als Treibmittel für den Lebkuchenteig.

### ***Kaliumhydrogencarbonat – Kalii hydrogenocarbonas – $KHCO_3$***

Kaliumhydrogencarbonat kann Säuren binden, wobei dann Kohlendioxid entsteht, in Wasser löst es sich gut zu einer neutralen Lösung.

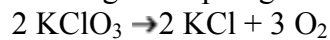
Beim Erwärmen dieser Lösung entsteht Natriumcarbonat, Wasser und Kohlendioxid.

Es wird verwendet zur Kaliumsubstitution bei Kaliummangel (Hypokaliämie) in Brausetabletten.

### ***Kaliumchlorat – Kalium chloricum $KClO_3$***

Spaltet leicht unter Wärmeeinfluss Sauerstoff ab dies kann auch explosionsartig geschehen.

Verwendet wird es daher als Sauerstoffträger in Sprengstoffmischungen.



Beim Verreiben im Mörser muss darauf geachtet werden das keine Organischen Substanzen im geringstem anwesend sind, weil es sonst zur Explosion kommt

### ***Kaliumbromat – Kalium bromicum $KBrO_3$***

Da es sehr rein kristallisiert findet es als Urtitersubstanz in der Oxidimetrie und zur Entwicklung von Brom und Silberbromid Verwendung.



Außerdem wird es in der Fotografie verwendet.

### **Verwendung in der Pharmazie**

Kaliumsalze werden gegeben um den Kaliumgehalt wieder zu erhöhen wenn zufiel Kalium ausgeschwemmt wurde.

Es kann nicht als Anionenträger verwendet werden wie Natrium, weil Kaliumsalze in einer bestimmten Menge toxisch wirken.

### **Nachweise von Kaliumverbindungen**

- Die Flamme wird blauviolett gefärbt
- Kalium ausfällen mit Perchlorsäure, dabei entsteht Kaliumperchlorat welches mit weißem kristallinem Niederschlag ausfällt.
- Oder mit Natriumhexanitrocobaltat-III-R wo ein goldgelber Niederschlag ausfällt.