

schlacken bildet (vgl. Eisen). Es ist ein sehr beehrter Phosphatdünger.

530. Eigenschaften der Kalksalze (des Ions  $\text{Ca}^{++}$ ). Da das Calciumhydroxyd wenig löslich ist, so werden Kalksalzlösungen durch Zusatz von  $\text{NaOH}$  oder  $\text{KOH}$  gefällt, wenn die Lösung nicht zu verdünnt ist.

$\text{NH}_4\text{OH}$  ist als Base nicht stark genug (genügend ionisiert), um die Kalksalze zu fällen.

Die löslichen Karbonate geben in der Kälte einen flockigen Niederschlag von amorphen  $\text{CaCO}_3$ , der sich bei ruhigem Stehen in Kalkspatkristalle umwandelt. Bei  $100^\circ$  entsteht ein kristallinischer Niederschlag von Aragonit.

Schwefelsäure und lösliche Sulfate fällen  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , wofern die Lösung genügend konzentriert ist.

Das beste Reagens auf Calcium ist das oxalsaure Ammonium,  $\text{C}_2\text{O}_4(\text{NH}_4)_2$ ; es gibt einen kristallinischen Niederschlag von Calciumoxalat, der in Wasser und Essigsäure unlöslich, aber in starken Säuren löslich ist.

Flüchtige Kalksalze färben die Flamme orangerot.

Man wiegt Calcium als Oxyd, Sulfat und Karbonat. 100 Teile  $\text{CaO}$  entsprechen 71,34 Teilen  $\text{Ca}$ , 100 Teile  $\text{CaSO}_4$  29,4 Teilen, 100 Teile  $\text{CaCO}_3$  40 Teilen  $\text{Ca}$ .

### Strontium Sr.

Atomgewicht 86,96.

531. Dieses Metall ist viel weniger verbreitet als das Calcium. Seine hauptsächlichsten natürlichen Vertreter sind der Strontianit  $\text{SrCO}_3$  und der Cölestin  $\text{SrSO}_4$ . Es gleicht vollständig dem Calcium, seine Salze besitzen dieselben Eigentümlichkeiten. Sie entstehen aus dem Karbonat und unterscheiden sich von den entsprechenden Kalkverbindungen durch geringere Löslichkeit.

Strontium entsteht durch Elektrolyse des geschmolzenen Chlorids.

Strontiumoxyd  $\text{SrO}$  entsteht durch Zersetzung des Karbonats. Es wirkt heftig auf Wasser ein unter Bildung von Hydroxyd  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ . Dieses ist löslicher als Calciumhydroxyd und bildet ein kristallinisches Hydrat  $\text{Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ , das bei  $15^\circ$  in dem 70fachen, bei  $100^\circ$  in dem 2,4fachen Wassergewicht löslich ist. Strontiumhydroxyd wird in der Zuckerindustrie zur Abscheidung des Zuckers der Melassen verwendet.

Man kennt ein Strontiumsuperoxyd, das durch Einwirkung von Sauerstoff auf das Oxyd bei hoher Temperatur entsteht (vgl.  $\text{BaO}_2$ ).

Das Strontiumchlorid  $\text{SrCl}_2$  bildet 2 Hydrate  $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  und  $\text{SrCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , die in Alkohol wenig löslich und nicht zerfließlich sind.

Strontiumnitrat  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$  kristallisiert in der Wärme wasserfrei aus. In der Kälte lassen seine gesättigten Lösungen ein Hydrat  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  ausfallen. Strontiumnitrat ist in Alkohol unlöslich.

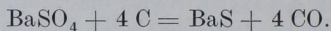
Man braucht das Salz in der Feuerwerkerei (bengalische Flammen). Strontiumsulfat ist weniger löslich als Calciumsulfat (0,114 g im Liter bei 18°). Die flüchtigen Strontiumverbindungen erteilen der Flamme eine prachtvolle rote Färbung.

## Baryum Ba.

Atomgewicht 136,39.

**532.** Es kommt hauptsächlich als Schwerspat  $\text{BaSO}_4$  und Witherit  $\text{BaCO}_3$  vor. Von seinen Stammgenossen unterscheidet sich das Baryum durch seinen stärker metallischen Charakter. Die Bildungswärme bei der Verbindung mit den Metalloiden ist wesentlich höher als die der entsprechenden Calcium- und Strontiumverbindungen. Seine Salze sind auch viel weniger löslich. Alle löslichen Baryumverbindungen sind sehr giftig, während die Calcium- und Strontiumsalze so gut wie unschädlich oder wenigstens viel harmloser sind.

Ausgangspunkt für die Darstellung der Baryumsalze ist das Sulfat. Da es durch keine Säuren angegriffen wird, muß man es erst in Sulfid umwandeln, indem man es bei Rotglut mit Kohle reduziert.



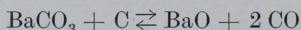
Behandelt man Baryumsulfid mit einer Säure, so verwandelt es sich in das entsprechende Baryum Salz.

Baryummetall erhält man durch Elektrolyse einer gesättigten Chlorbaryumlösung mit Quecksilber als Kathode. Es entsteht ein Baryumamalgam, das man der Destillation unterwirft. Man muß auf 830° erhitzen, um das Quecksilber vollständig zu vertreiben, und in einer Wasserstoffatmosphäre arbeiten.

Reines Baryum wird durch Erhitzen eines Gemisches von Baryumoxyd und Aluminium im Vakuum auf 1200° dargestellt; Baryum destilliert ab.

Baryum hat das spezifische Gewicht 4, schmilzt oberhalb von 1000° und verflüchtigt sich leicht schon bei 1150°. Es zersetzt Wasser und Alkohol heftig schon in der Kälte.

**533.** Baryumoxyd  $\text{BaO}$ . Man kann dieses Oxyd nicht durch Erhitzen des Karbonates darstellen, da die Dissoziationsspannung dieses Salzes zu gering ist. Erhitzt man jedoch mit Kohle auf Weißglut, so reduziert man Kohlensäureanhydrid zu Kohlenoxyd, stört das Dissoziationsgleichgewicht



und erhält so das Baryumoxyd. Man gewinnt es auch durch Glühen des Baryumnitrat. Das Baryumoxyd ist eine weiße, fast unmelzbare Masse, die sich mit Wasser äußerst heftig zu Hydroxyd verbindet.

Baryumhydroxyd  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , Ätzbaryt, stellt man durch Einwirkung von Wasserdampf auf ein zur hellen Rotglut erhitztes Gemisch von Baryumkarbonat und Kohle dar. Baryumhydroxyd ist viel beständiger als Strontium- und Calciumhydroxyd. Seine Dissoziation wird nicht