



UNIVERSITÄTS-
BIBLIOTHEK
PADERBORN

Kurzes Lehrbuch der analytischen Chemie

Qualitative Analyse

Treadwell, Frederick P.

Leipzig [u.a.], 1948

Schwefelkohlenstoff

[urn:nbn:de:hbz:466:1-94840](https://nbn-resolving.org/urn:nbn:de:hbz:466:1-94840)

Silberoxyd und Kohlendioxyd zersetzt; vollständig entweicht die Kohlensäure erst bei 200°. Das Silberkarbonat ist in Ammoniak und Salpetersäure leicht löslich.

4. Bariumchlorid fällt in der Kälte weißes, voluminöses Bariumkarbonat, das beim Stehen der Lösung allmählich, beim Kochen rasch grob kristallinisch und viel dichter wird.

Verhalten der Karbonate beim Erhitzen.

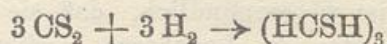
Die Karbonate der Alkalien schmelzen ohne nennenswerte Zersetzung. Das Bariumkarbonat wird bei Lötrohrtemperatur auf der Kohle nicht zersetzt und schmilzt auch nicht. Erst bei Weißglut zerfällt es in Bariumoxyd und Kohlendioxyd. Alle übrigen Karbonate zerfallen leicht bei Lötrohrtemperatur in Oxyd und Kohlendioxyd. Die Oxyde der Edelmetalle zerfallen weiter in Metall und Sauerstoff.

Schwefelkohlenstoff CS₂.

S. P. = 46.04° C; F. P. = 113° C; Dichte = 1.292.

Bildung. Schwefelkohlenstoff entsteht durch direkte Vereinigung von Kohlenstoff und Schwefel bei Rotglut und findet sich daher in den Produkten der trockenen Destillation der Steinkohle (im nicht gereinigten Leuchtgas). Ferner entsteht CS₂ neben COS, HCN, CO₂, SO₂ etc. bei der Zersetzung von Rhodaniden mit Schwefelsäure.

Eigenschaften. Schwefelkohlenstoff ist eine farblose, stark lichtbrechende Flüssigkeit, unlöslich in Wasser, mit Alkohol, Äther und Benzol in jedem Verhältnis mischbar. In reinem Zustand besitzt der CS₂ einen angenehmen ätherischen Geruch. Nach längerem Stehen am Licht zersetzt er sich allmählich unter Abscheidung eines braunen Körpers, färbt sich gelb und besitzt dann einen widerlichen Geruch, ähnlich dem, der beim Schütteln von CS₂ mit Zink und verdünnter Schwefelsäure auftritt, wobei sich der trimolekulare Thioformaldehyd¹⁾ bildet:



Da Schwefelkohlenstoff sich nicht mit Wasser mischt, so wird er häufig verwendet, um wässrigen Lösungen gelöste Stoffe zu entziehen. Durch ein mit Wasser benetztes Filter geht kein CS₂; nur durch trockene oder mit Alkohol, Äther oder Benzol benetzte Filter lassen sich Schwefelkohlenstofflösungen filtrieren.

¹⁾ Das trimolekulare Thioformaldehyd ist fest und geruchlos. Der widerliche Geruch, der bei der Reduktion des CS₂ auftritt, rührt vielleicht von Spuren von noch nicht polymerisiertem Thioformaldehyd.

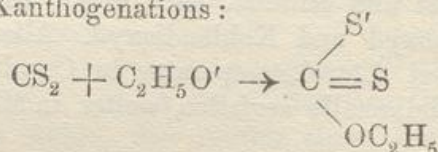
Schwefelkohlenstoff ist sehr leicht flüchtig. Der giftige Dampf verbrennt leicht unter Bildung von CO_2 und SO_2 :



Reaktionen.

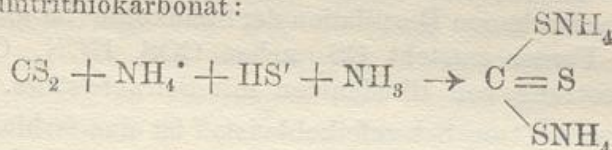
Durch Anlagerung von geeigneten Basen lassen sich aus Schwefelkohlenstoff Anionen herstellen, die mit vielen Kationen der Schwermetalle schwer lösliche oder intensiv gefärbte Salze bilden und daher als Reagens für diese Ionen dienen können.

a) Bildung von Xanthogenat. Wie schon beim Kupfer erwähnt, verbindet sich der Schwefelkohlenstoff leicht mit Alkoholat unter Bildung des Xanthogenats:



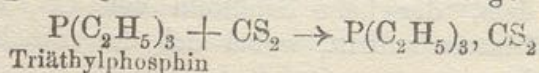
das mit vielen Schwermetallkationen in essigsaurer und auch in ammoniakalischer Lösung Fällungen gibt. (Vgl. S. 218.)

b) Bildung von Trithiokarbonat. Läßt man Schwefelkohlenstoff einige Tage in einer geschlossenen Flasche in starker Ammoniaklösung stehen, so bildet sich eine gelb gefärbte Lösung von Ammoniumtrithiokarbonat:



dessen zweiwertiges Anion CS_3'' , das mit vielen Kationen der Schwermetalle sehr intensive Färbungen, resp. Fällungen bildet.

c) Triäthylphosphin (A. W. Hofmann). Versetzt man eine ätherische Lösung von Triäthylphosphin mit Schwefelkohlenstoff, so entsteht eine prächtig rote kristallinische Fällung:



Diese Reaktion ist so empfindlich, daß sie sich nicht nur zum qualitativen Nachweis des im Leuchtgas vorkommenden Schwefelkohlenstoffdampfes, sondern auch zu dessen quantitativer Bestimmung eignet.

Schwefelkohlenstoff dient in der analytischen Chemie hauptsächlich zum Lösen von Brom, Jod, Schwefel und Fetten.

Ähnliche Lösungsmittel wie der Schwefelkohlenstoff sind:

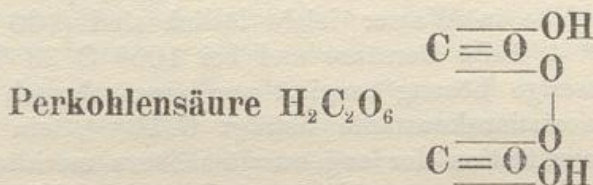
Chloroform (CHCl_3), S. P. = 61.2°C ; $\delta = 1.527$,

Bromoform (CHBr_3), S. P. = 151°C ; $\delta = 2.904$,

Tetrachlorkohlenstoff (CCl_4), S. P. = 77°C ; $\delta = 1.637$.

Kohlenoxysulfid COS.

Das Verhalten dieses zwischen CO_2 und CS_2 stehenden Körpers ist im Bd. II beschrieben.

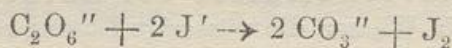


Die freie Perkohlensäure ist nicht bekannt, dagegen ist das Kaliumperkarbonat ($\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_6$), das zuerst von E. Constam und v. Hansen¹⁾ dargestellt wurde, in trockenem Zustand recht beständig. In feuchtem Zustand zerfällt es bald in Wasserstoffperoxyd und Kaliumbikarbonat:



Bringt man das Salz, das sich durch seine schwach bläuliche Farbe auszeichnet, in viel kalte verdünnte Schwefelsäure, so löst es sich unter CO_2 -Entwicklung und Bildung von Kaliumsulfat und Wasserstoffperoxyd auf. Die Lösung gibt dann alle Reaktionen des H_2O_2 .

Zur Unterscheidung der Perkohlensäure von Wasserstoffperoxyd verfährt man nach Riesenfeld und Reinhold²⁾ wie folgt: Zu einer Lösung von 10 g Jodkalium in 30 ccm Wasser fügt man 0.1—0.3 g des feingepulverten Kaliumperkarbonats, wobei augenblicklich eine starke Ausscheidung von Jod erfolgt:



Wasserstoffperoxyd scheidet aus einer Kaliumbikarbonat enthaltenden Lösung nur sehr allmählich Jod aus. Silbernitrat und Bariumchlorid geben weiße, in Salpetersäure lösliche Fällungen.



Vorkommen. Die Borsäure findet sich in der Natur frei als Sassolin bei Sasso in der Toskana, gebunden an Natrium, als Borax oder Tinkal ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 10 \text{H}_2\text{O}$), in losen Kristallen und kristalli-

¹⁾ Z. f. Elektrochemie 3 (1897), S. 137.

²⁾ B. B. 1909, S. 4377.

³⁾ In einigen wenigen Fällen verhält sich das Bor wie ein Metall: Es sind unter anderen bekannt: $\text{B}(\text{HSO}_3)_3$; $(\text{BO})_2\text{SO}_4$; BPO_4 etc. Letztere Verbindung ist unlöslich in Wasser und verdünnten Säuren, dagegen leicht löslich in ätzenden Alkalien.