

Abkühlung der Flamme. Jede Ursache, die die Flamme abkühlt, vermindert ihr Leuchtvermögen. Ist die Abkühlung stark genug, so kann die Temperatur der Gase unter ihren Entflammungspunkt herabgesetzt werden, die Flamme erlischt. Metallgewebe besitzen eine sehr energisch abkühlende Wirksamkeit, der sie die Fähigkeit verdanken, die Flammen zu unterdrücken. Bringt man in eine Flamme ein metallisches Gewebe, so sieht man, daß die Flamme nicht hindurchgeht. Das metallische Netz kühlt die es durchdringenden Gase unter ihren Entflammungspunkt herunter. Diese Eigenschaft ist bei der Konstruktion der Sicherheitslampe der Bergleute verwendet (Davy). Die Flamme ist darin von einem engmaschigen Drahtnetz umgeben. Befindet sich die Lampe in einer schlagwetterhaltigen Atmosphäre, so kann die Explosion in dem kleinen Raum, der durch das Drahtnetz begrenzt wird, vor sich gehen, dringt aber nicht darüber hinaus.

## Verbindungen des Kohlenstoffs mit dem Schwefel.

392. Es scheint ein Monosulfid des Kohlenstoffs  $C = S$ , ein Analogon des Kohlenoxyds, zu entstehen, wenn man die Dämpfe des Kohlenstoffdisulfids  $CS_2$ , mit Stickstoff verdünnt, über rotglühendes Kupfer streichen läßt. Dieses noch höchst mangelhaft bekannte Monosulfid ist gasförmig.

### Schwefelkohlenstoff $CS_2$ .

Molekulargewicht 75,57.

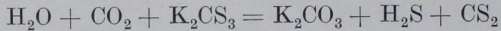
393. Man kann den Schwefelkohlenstoff direkt erhalten, indem man die Schwefeldämpfe über rotglühenden Koks streichen läßt. Zur Erzielung eines reinen Produktes schüttelt man den rohen Schwefelkohlenstoff mit metallischem Quecksilber.

Der Schwefelkohlenstoff ist eine farblose, in Wasser unlösliche, stark lichtbrechende ( $\alpha_D = 1,6303$  bei  $17^\circ$ ) Flüssigkeit, deren Zerstreungsvermögen bemerkenswert hoch ist ( $\alpha_H - \alpha_A = 0,0914$ ). Diese Eigenschaft wird bei manchen refraktometrischen Untersuchungen verwendet. Reiner Schwefelkohlenstoff besitzt keinen unangenehmen Geruch, aber das käufliche Produkt riecht gewöhnlich widerlich nach faulem Kohl. Die Dichte des Schwefelkohlenstoffs beträgt 1,292 bei  $0^\circ$ . Er erstarrt bei  $-113^\circ$  und siedet bei  $-46^\circ$ .

Er ist sehr giftig, das Arbeiten mit ihm gefährlich infolge seiner großen Entzündlichkeit. Seine Dämpfe entzünden sich bereits bei  $150^\circ$ , also ist zur Entzündung des Schwefelkohlenstoffs keine Flamme nötig, und, da er außerordentlich flüchtig ist, so muß man durchaus vermeiden, mit ihm in der Nähe heißer Gegenstände zu arbeiten. Er brennt mit blauer, schwach leuchtender Flamme unter Bildung von  $CO_2 + SO_2$ . Die leichte Entzündlichkeit erklärt sich aus dem endothermischen Charakter des Schwefelkohlenstoffs, dessen Bildung von einem Energieverbrauch von 19 000 Kalorien begleitet ist.

Der Schwefelkohlenstoff ist ein vorzügliches Lösungsmittel für Fette, Harze, Kautschuk und Schwefel und wird dafür vielfach verwendet. Außerdem ist er ein vorzügliches Insektenvertilgungsmittel, das man auch für die Vernichtung der Phylloxera benutzt.

Der Schwefelkohlenstoff ist das dem Kohlensäureanhydrid entsprechende Sulfanhydrid. Er verbindet sich mit den Schwefelalkalien zu Sulfokarbonaten der Formel  $M_2CS_3$ . Diese Sulfokarbonate sind im allgemeinen löslich. Bei der Behandlung mit Salzsäure geben sie Sulfokohlensäure  $H_2CS_3$ , die einzige entsprechende unorganische Thiosäure, die man isolieren konnte. Obgleich beständiger als Kohlensäure, zerfällt die Sulfokohlensäure langsam in  $H_2S + CS_2$ . Die Sulfokarbonate werden durch die Kohlensäure der Luft in Gegenwart von Wasser zersetzt



Das sulfokohlensaure Kali wird deswegen bisweilen anstatt des Schwefelkohlenstoffs zur Vernichtung der Phylloxera benutzt.

Man kennt auch ein Kohlenoxysulfid  $O = C = S$ . Es kann durch Vereinigung des Kohlenoxyds mit dem Schwefel bei Rotglut erhalten werden, man stellt es aber durch Zersetzung der Sulfocyanide mit einer starken Säure (vgl. organische Chemie) her. Das Kohlenoxysulfid ist ein stechend riechendes Gas, das sich in dem gleichen Volumen Wasser auflöst.