



**Die Schule der Chemie, oder erster Unterricht in der  
Chemie**

**Stöckhardt, Julius Adolph**

**Braunschweig, 1881**

Wasserfreie Schwefelsäure

---

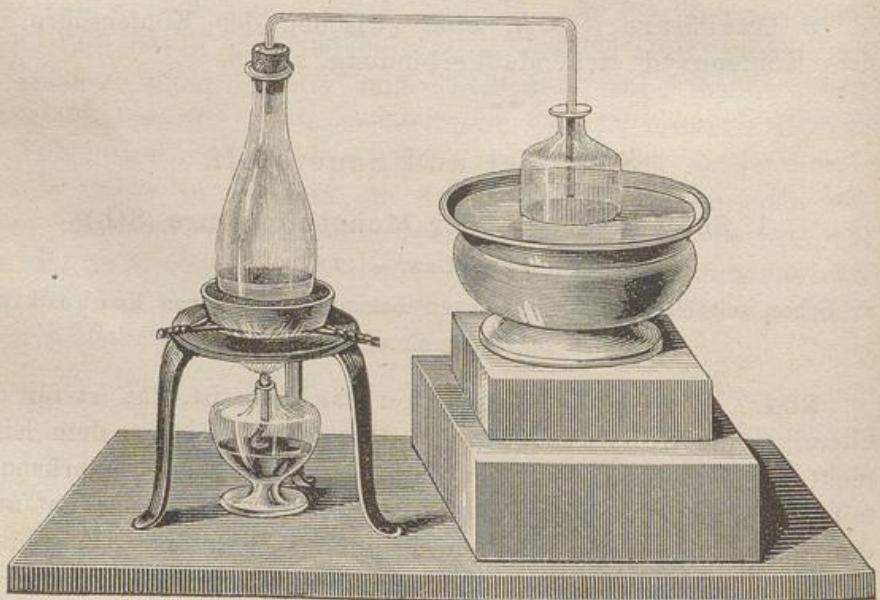
[urn:nbn:de:hbz:466:1-88906](#)

nutzen sie auch als das nützlichste chemische Werkzeug, um durch sie zahllose andere chemische Stoffe und Veränderungen hervorzubringen, wie die Darstellung von Wasserstoff, Phosphor, Chlor, Salpetersäure, Kohlensäure etc. schon gelehrt hat. Seitdem sie zum Scheuern von Metallgeräthen, zum Aufschliessen von Düngemitteln, zur Bereitung von Feuerzeugen, Stiefelwichse etc. allgemein gebraucht wird, kennt sie wohl Jedermann als eine scharfe, beizende Flüssigkeit. Wir haben sie bisher vorzugsweise als den Herkules unter den Säuren kennen gelernt, durch den wir alle anderen überwältigen und austreiben konnten. Im Handel kommt sie nur flüssig vor, und zwar in zwei Arten: 1) als eine ölartige, rauchende Flüssigkeit (Vitriolöl oder Nordhäuser Schwefelsäure), und 2. etwas dünner und nicht rauchend (englische Schwefelsäure). Auf folgende Weise kann man sie aber auch fest und trocken darstellen.

Wasserfreie Schwefelsäure (Schwefelsäure-Anhydrid).

205. Darstellung. *Versuch.* In ein kleines Kochfläschchen, das in einem Sandbade auf einem Dreifusse steht, bringe man 20 Grm. rauchende Schwefelsäure und erhitze sie gelinde,

Fig. 99.



bis sie schwach kocht. Den Dampf leite man durch eine weite Glasröhre in ein leeres Fläschchen, das in ein mit Schnee oder möglichst kaltem Wasser gefülltes Gefäß gestellt wird. Man kann zur Sommerszeit das Wasser leicht dadurch noch mehr abkühlen, dass man einige Theelöffel gestossenen Salpeters in das selbe schüttet. Lässt man den Dampf in die Luft gehen, so erscheint er darin als ein dichter, weisser Rauch von stechend saurem Geruche, in dem Gläschen dagegen wird er zu einer weissen, wie Seide glänzenden, festen Masse verdichtet. Diese ist wasserfreie Schwefelsäure. Man hört mit der Destillation auf, sowie das Kochen nachlässt und die Glasröhre heißer wird, als man es mit der Hand ertragen kann. Der Rückstand in dem Kochfläschchen raucht jetzt nicht mehr, er ist zu englischer Schwefelsäure (Schwefelsäurehydrat) geworden. Wollte man diese zum Kochen bringen, so müsste man eine fast 10 mal stärkere Hitze als vorher anwenden; denn sie kocht erst bei  $325^{\circ}\text{C}.$ , während die wasserfreie schon bei etwa  $35^{\circ}\text{C}.$  siedet. Dies ist der Grund, warum das Kochen aufhört, wenn die letztere entwichen ist.

#### 206. Eigenschaften der wasserfreien Schwefelsäure.

*Versuch a.* Man nehme mit einem Glasstäbchen etwas Säure heraus und lege sie in ein trocknes Probergläschen: sie raucht gewaltig und wird nach einiger Zeit flüssig; sie zieht nämlich Wasser aus der Luft an und wird dadurch zu Vitriolöl. Bei längerem Stehen nimmt sie noch mehr Wasser auf und hört auf zu rauchen: sie wird dadurch zu englischer Schwefelsäure. Durch Abdampfen kann dieses Wasser nicht wieder entfernt werden, denn die Schwefelsäure giebt dasselbe bloss dann wieder ab, wenn man ihr eine Basis dafür darbietet.

*Versuch b.* In Wasser geworfen, löst sich die wasserfreie Schwefelsäure unter Zischen und heftiger Erhitzung auf.

*Versuch c.* Ebenso löst sie sich in englischer Schwefelsäure auf und diese wird dadurch rauchend. Die rauchende Schwefelsäure ist demnach eine Auflösung von wasserfreier Schwefelsäure in englischer. Ihre Bestandtheile sind dem Gewichte nach: 16 Schwefel (1 Aeq.) und 24 Sauerstoff (3 Aeq.). Daher die Bezeichnung  $= \text{SO}_3$ .