



UNIVERSITÄTS-  
BIBLIOTHEK  
PADERBORN

# **Die Bodenkunde auf chemisch-physikalischer Grundlage**

**Fleischer, Moritz**

**Berlin, 1922**

§ 24. Chemisches Verhalten der Sulfate. Reduktionsprozesse

---

[urn:nbn:de:hbz:466:1-78696](https://nbn-resolving.org/urn:nbn:de:hbz:466:1-78696)



## § 24.

*Chemisches Verhalten der Sulfate.* — **Reduktionsprozesse.** Während die Sulfate des Kaliums, Natriums und Magnesiums durchweg leicht löslich sind, braucht das Calciumsulfat ziemlich große Mengen von Wasser — etwa 400 Teile auf 1 Teil Gips — zu seiner Lösung; die Gegenwart von freien Säuren und von gewissen Salzen, wie Natriumchlorid, Ammoniumsalzen, befördert die Löslichkeit. Alle Sulfate sind schwer zersetzlich, die Kristallwasser enthaltenden verlieren dieses beim Glühen („Calcinieren“), der gelinde gebrannte und pulverisierte Gips nimmt es bei Zusatz von Wasser wieder auf und erhärtet damit steinartig (Verwendung des Gips zu plastischen Zwecken!); auch erleiden unter gewissen Verhältnissen die Sulfate unter dem Einfluß kohlenstoffhaltiger, pflanzlicher oder tierischer Stoffe eine eigentümliche Umwandlung, die man als *Reduktion* bezeichnet. Unter diesem Ausdruck faßt man eine große Anzahl von chemischen Vorgängen zusammen, die sämtlich auf dem Austritt von Sauerstoff aus seinen Verbindungen beruhen<sup>1)</sup>. In Zersetzung begriffene organische, d. i. kohlenstoff- und allermeist auch wasserstoffhaltige Körper, haben das Bestreben, ihren Kohlenstoff in Kohlendioxyd, ihren Wasserstoff in Wasser umzusetzen. Geht die Zersetzung unter Abschluß oder auch nur unter mangelhaftem Zutritt der atmosphärischen Luft vor sich, so entnehmen sie den zu jener Umwandlung nötigen Sauerstoff sauerstoffhaltigen Verbindungen ihrer Umgebung und führen dadurch eine „Reduktion“ der letzteren herbei. Befindet sich z. B. Calciumsulfat unter den erwähnten Bedingungen in Berührung mit verwesenden Pflanzenresten, so wird es durch Entziehung eines Sauerstoffgehaltes zu *Schwefelcalcium* oder *Calciumsulfid* reduziert:  $\text{CaSO}_4 - 4\text{O} = \text{CaS}$ . Die Sulfide erleiden schon in Berührung mit schwachen Säuren, z. B. mit Kohlensäure, eine weitere Umwandlung, deren Endprodukte Schwefelwasserstoff, jenes bekannte giftige, den Geruch faulender Eier besitzende Gas, und ein Karbonat sind, z. B.:  $\text{CaS} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{S}$ . Da bei

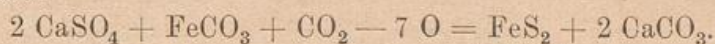
Calcium- Schwefel-  
karbonat wasserstoff

der Zersetzung pflanzlicher oder tierischer Stoffe regelmäßig Kohlendioxyd bzw. Kohlensäure entsteht, so ist die Reduktion der Sulfate in der Natur fast stets mit dem Auftreten von Schwefelwasserstoff verbunden. Sind

<sup>1)</sup> Der großartigste Reduktionsvorgang vollzieht sich in den grünen Pflanzenteilen. Unter dem Einfluß des Lichts und der Chlorophyllkörner in den Zellen der grünen Pflanzenteile spaltet sich das von den Blättern eingeatmete Kohlendioxyd in Kohlenstoff und Sauerstoff, das von den Wurzeln aufgenommene Wasser in Wasserstoff und Sauerstoff. Und aus diesen Elementen formen sich, oft unter Mitwirkung von Stickstoff, Schwefel, Phosphor, die mannigfaltigen organischen Bestandteile des Pflanzenleibes.



neben den verwesenden Stoffen und Sulfaten noch Eisenverbindungen zugegen, so kann sich anstatt des Schwefelwasserstoffs Schwefeleisen bilden, ein Vorgang, der sich durch folgende chemische Gleichung ausdrücken läßt:



Zweifach-  
Schwefeleisen

Von dieser Verbindung, die man auch *Schwefelkies* oder *Eisenkies* nennt, wird gleich noch die Rede sein. In Berührung mit anderen Salzen führen die Sulfate chemische Umsetzungen herbei, die für die Pflanzenernährung von hohem Wert sein können. Z. B. kann durch Einwirkung von Calciumsulfat auf das leicht flüchtige Ammoniumkarbonat das nicht flüchtige Ammoniumsulfat neben Calciumkarbonat entstehen:  $\text{CaSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{CaCO}_3$ . (Andere Einwirkungen s. § 18.) Auf schwer lösliche Kaliumsilikate kann Calciumsulfat in der Weise einwirken, daß leicht lösliches Kaliumsulfat entsteht und das Calcium an die Stelle des Kaliums im Silikat tritt.

### § 25.

**Die Schwefelverbindungen oder Sulfide.** *Chemischer Charakter und Verhalten.* Der Schwefel verbindet sich in verschiedenen Mengenverhältnissen mit Wasserstoff und mit zahlreichen Metallen. Eine der bekanntesten Verbindungen ist das Wasserstoffsulfid  $\text{H}_2\text{S}$ , auch Schwefelwasserstoff genannt, ein brennbares, in Wasser ziemlich leicht lösliches, unangenehm (nach faulenden Eiern) riechendes, sehr giftiges Gas, das namentlich bei der Fäulnis schwefelhaltiger organischer Stoffe sich entwickelt (s. auch § 24). Unter dem Einfluß gewisser Bakterien (s. u.) kann sich daraus freier Schwefel abscheiden. Von den Metall-Schwefel-Verbindungen besitzt für den Boden eine größere Bedeutung nur das *Eisenbisulfid*  $\text{FeS}_2$ , auch „Zweifachschwefeleisen“ genannt. Es findet sich in der Natur als das Mineral *Pyrit* oder „Eisenkies“ (auch „Schwefelkies“) oder in anderer Kristallform als *Markasit* oder „Strahlkies“. Über seine Entstehung ist unmittelbar vorher gesprochen worden. In Berührung mit feuchter Luft geht das Eisenbisulfid unter Aufnahme von Sauerstoff und Wasser in Ferrosulfat und freie Schwefelsäure über:  $\text{FeS}_2 + \text{H}_2\text{O} + 7 \text{O} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ <sup>1)</sup>. Das Ferrosulfat, in Verbindung mit 7 Molekullen Kristallwasser auch „Eisenvitriol“ genannt, geht durch weitere Aufnahme von Sauerstoff bei Anwesenheit von freier Schwefelsäure in Ferrisulfat über:  $2 \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O} = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ . Kommen diese Oxydationserzeugnisse des Schwefeleisens mit Kalk (CaO) oder Calciumkarbonat

<sup>1)</sup> Diese Umsetzung erfolgt besonders leicht beim Markasit, weit langsamer beim Pyrit.