



UNIVERSITÄTS-
BIBLIOTHEK
PADERBORN

Die Bodenkunde auf chemisch-physikalischer Grundlage

Fleischer, Moritz

Berlin, 1922

§ 20. Chemisches Verhalten der Karbonate

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

2. Das *normale Calciumkarbonat* CaCO_3 . In völlig reinem Zustand liefert es bei seiner Zersetzung (§ 4) 56 % Calciumoxyd (CaO) und 44 % Kohlendioxyd (CO_2). In der Natur kommt es hauptsächlich in folgenden Mineralien vor: *Kalkspat* (kristallisiert), Marmor und Kalkstein (kristallinisch oder dicht), ferner Tropfstein, Kalktuff und Kreide. *Tropfstein* findet sich in Kalksteinhöhlen und hat sich hier aus wässriger Lösung in eigentümlichen Formen („Stalaktiten“ und „Stalagmiten“) ausgeschieden. Der *Kalktuff* ist als ein Absatz von Calciumkarbonat aus Wasser unter der Mitwirkung von Kohlensäure entziehenden Pflanzen anzusehen, und die *Kreide* verdankt zum großen Teil mikroskopischen tierischen Wesen ihren Ursprung. (Weiteres über die Kalksteine s. u.)

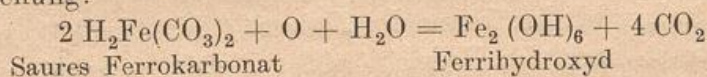
3. Des weiteren beteiligen sich an der Bodenbildung der *Magnesit* (Talkspat), ein normales *Magnesiumkarbonat* MgCO_3 , im reinen Zustande 47,6 % Magnesia (MgO) und 52,4 % Kohlendioxyd (CO_2), meistens aber noch etwas Eisen und andere Metalle enthaltend. Größere Bedeutung besitzt ein Mineral, das als ein Doppelkarbonat von Magnesium und Calcium angesehen werden kann: der *Dolomit* („Bitterkalk“), gewöhnlich zusammengesetzt nach der Formel $\text{CaCO}_3, \text{MgCO}_3$, sehr oft aber auch mehr Calciumkarbonat enthaltend und dann als *dolomitischer Kalk* bezeichnet. Vielfach verbreitet ist endlich ein *Ferrokarbonat*, der *Spat-eisenstein* oder *Eisenspat* FeCO_3 (bei feinkörniger bis dichter Struktur *Sphärosiderit* genannt). In gewissen, durch Mangel an *Luftsauerstoff ausgezeichneten* Böden, so in manchen Moorböden, finden sich nicht selten weiße nester- oder schichtenförmige Ablagerungen von reinem Ferrokarbonat.

§ 20.

Das chemische Verhalten der Karbonate. In reinem Wasser sind die normalen Calcium-, Magnesium- und Eisenkarbonate so gut wie unlöslich. Kohlensäurehaltiges Wasser löst dagegen auch den härtesten Kalkstein allmählich auf, indem dadurch das normale kohlensaure Salz in ein lösliches saures Karbonat übergeführt wird: $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{H}_2\text{Ca}(\text{CO}_3)_2$. Ein gleichzeitiger Gehalt des Wassers an gewissen Salzen, z. B. an Natrium- oder Magnesiumsulfat oder Magnesiumchlorid, kann die Löslichkeit noch dadurch erhöhen, daß diese zum Teil mit dem Karbonat eine chemische Umsetzung erleiden, wobei das auch in reinem Wasser weit leichter lösliche Calciumsulfat oder das sehr leicht lösliche Calciumchlorid entsteht: $\text{MgSO}_4 + \text{CaCO}_3 = \text{CaSO}_4 + \text{MgCO}_3$. (Umgekehrt aber kann aus Magnesiumkarbonat und Calciumsulfat durch Wechselzersetzung¹⁾ auch Calcium-

¹⁾ *Wechselzersetzung.* Wenn Salze verschiedener Säuren und Metalle miteinander in Berührung kommen, so gehen sie entweder vollständig oder teilweise

karbonat und Magnesiumsulfat entstehen, wenn Calciumsulfat gegenüber dem Magnesiumkarbonat im Überschuß vorhanden ist.) Infolge der Löslichkeit der Karbonate in kohlensäurehaltigem Wasser enthalten alle mit Kalkgesteinen in Berührung kommenden natürlichen Wässer Karbonate; da aber das saure Calciumkarbonat schon beim Stehen seiner Lösung an der Luft unter Abscheiden von Kohlendioxyd und Wasser sich zersetzt, so bilden sich aus solchen Wässern leicht Absätze von normalem Calcium- (oder Magnesium-) Karbonat: $\text{H}_2\text{Ca}(\text{CO}_3)_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{CaCO}_3$. Ferrokarbonat verhält sich gegen kohlensäurehaltiges Wasser ebenso wie Calcium- und Magnesiumkarbonat und findet sich daher gleichfalls als saures Salz sehr häufig in den natürlichen Wässern („Eisenquellen“), gelöst aber nur so lange, als diese unterirdisch fließen. Sobald sie mit dem Luftsauerstoff in Berührung kommen, tritt, wahrscheinlich unter Mitwirkung von Bakterien (s. u. § 55), eine Oxydation des Eisens und eine Spaltung des Salzes unter Abscheidung von Kohlendioxyd ein, die nach der Gleichung:



verläuft und sich durch die Bildung eines schillernden Häutchens auf der Oberfläche und durch einen rotgefärbten Absatz von Eisenschlamm („Eisenocker“) auf dem Grunde des Wassers bemerklich macht. Durch *starkes Erhitzen* werden die Karbonate zerlegt, indem Kohlendioxyd entweicht und Metalloxyd („gebrannter Kalk“, „gebrannte Magnesia“) zurückbleibt. Ferrokarbonat setzt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft

in neue Salze über; *vollständig*, wenn eines der neu entstehenden Salze aus dem Bereich der chemischen Einwirkung entfernt wird, z. B. ein sich verflüchtigender oder ein von den vorhandenen Agenzien nicht mehr angreifbarer, unlöslicher Körper ist, *unvollständig*, wenn auch die neu entstandenen Salze in Lösung bleiben und daher fähig sind, sich gegenseitig und mit den ursprünglichen Salzen chemisch zu beeinflussen. Bringt man Lösungen von Natriumchlorid und Silbernitrat zusammen, so vollzieht sich eine vollständige Umsetzung nach der Gleichung: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$, weil das Silberchlorid AgCl ein unlöslicher Körper und daher der chemischen Einwirkung der vorhandenen Stoffe entzogen ist. Sind dagegen die neu entstehenden Salze löslich und daher chemischer Einwirkung unterworfen, so bleibt ein gewisser Teil der ursprünglichen Salze, dessen Größe sich nach dem Grade der chemischen Verwandtschaft und nach der vorhandenen Masse der verschiedenen Salzbestandteile richtet, unverändert. Tritt z. B. zu einer Lösung von Natriumchlorid eine solche von Calciumsulfat, so enthält die Flüssigkeit folgende vier Salze: Natriumchlorid, Natriumsulfat, Calciumchlorid, Calciumsulfat, die sich, wie man zu sagen pflegt, „im chemischen Gleichgewicht halten“. Wird durch Entfernung oder durch Unlöslichwerden eines Salzes dieses Gleichgewicht gestört, so schreitet die Umsetzung so lange weiter, bis wieder Gleichgewicht herrscht. Dieses Verhalten ist, wie wir später erkennen werden, für die Bildung, die Eigenschaften und namentlich für das „Absorptionsvermögen“ des Bodens von großer Bedeutung.

unter Verlust von Kohlendioxyd in Eisenoxyd oder Eisenhydroxyd um:
 $2 \text{FeCO}_3 + \text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{CO}_2$; $2 \text{FeCO}_3 + \text{O} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_2(\text{OH})_6 + 2 \text{CO}_2$.

Selbst schwache Säuren, wie Essigsäure, Zitronensäure, Humussäuren, sind imstande, die Karbonate unter Abscheidung von Kohlendioxyd und Bildung eines Salzes der einwirkenden Säure zu zerlegen. Dabei erweist sich das Magnesiumkarbonat schwerer zersetzbar als die Calciumkarbonate ¹⁾.

Die Wirkung, die die Karbonate, namentlich das Calciumkarbonat, auf organische Stoffe ausüben, wird später erörtert werden.

§ 21.

Die phosphorsauren Salze oder Phosphate. Die Phosphorsäure H_3PO_4 oder $\text{PO}(\text{OH})_3$, nach früherer Anschauung $\text{P}_2\text{O}_5 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ (§ 10), bildet drei Reihen von Salzen (Phosphaten).

Die in der Natur vorkommenden Phosphate sind allermeist normale Salze. Jedoch finden sich auch z. B. unter den im südlichen Tunis in der Nähe von Gafsa vorkommenden Phosphaten Gemenge von Mono-, Di- und Tricalciumphosphat.

1. Am verbreitetsten ist das *Calciumphosphat* $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, im reinen Zustande 45,8 % Kalk (CaO) und 54,2 % Phosphorsäureanhydrid (P_2O_5) enthaltend. Ein Doppelsalz von Calciumphosphat und Calciumchlorid (oder auch Calciumfluorid) ist der *Apatit*: $3 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{CaCl}_2$ mit einem durchschnittlichen Gehalt von 41–42 % Phosphorsäureanhydrid (P_2O_5). Der Apatit ist als Nebenbestandteil zahlreicher Mineralien in mikroskopischer Verteilung außerordentlich verbreitet und kommt auch in selbständigen Ablagerungen von beträchtlicher Ausdehnung vor. Calciumphosphat, vielleicht stets aus dem Apatit als „Urphosphat“ mittelbar oder unmittelbar hervorgegangen, bildet ferner den Hauptbetsandteil zahlreicher, den verschiedensten Schichten der Erdrinde angehöriger, aber auch, soweit sie rein mineralisch, in Eruptivgesteinen, z. B. im Granit, vorkommenden Mineralien, so der, wie es scheint, rein mineralischen Phosphate von der Lahn, von Estremadura in Portugal, Südkarolina in Nordamerika, von Algier und Tunis in Nordafrika u. a., ferner die jedenfalls unter Mitwirkung tierischer Wesen entstandenen Koprolithe und Guanophosphate ²⁾.

¹⁾ Die Dolomite werden selbst von stärkeren Säuren, z. B. von Salzsäure, erst nach feinem Zerreiben oder bei höherer Temperatur unter Aufbrausen (Entweichen von Kohlendioxyd) zersetzt, was für die Erkennung der sogenannten dolomitischen Mergel wichtig ist.

²⁾ Während an anderen Stellen der Erdoberfläche, so in Amerika, Nordafrika, den Südseeinseln, aber auch in einigen europäischen Ländern, große Phosphatlager vorkommen, sind leider in Deutschland Ablagerungen von beträchtlicherem Maße, bis jetzt nur im Westen, an der Lahn und der Dill aufgefunden worden.