

Der Kreislauf des Elementes Calcium



Was dieses Haus aus dem 14. Jh. in dem kleinen französischen Ort La Canourgue (Lozère) mit dem Kreislauf des Kalkes verbindet, erfahren Sie in dieser Folge der „Akademie im Internet“.

1. Einleitung

Als „Abstecher“ in der Reihe „Ökologie“ soll der Kreislauf eines Elementes skizziert werden, das in besonderer Weise mit mehreren Wissenschaftsgebieten verknüpft ist, nämlich Biologie, Medizin und Geologie und darüber hinaus auch seit Beginn der menschlichen Zivilisation von großer technischer Bedeutung ist.

Vorbemerkungen:

Zur Schreibweise: Für das Element und entsprechend seine Verbindungen sind zwei Schreibweisen in Gebrauch: Calcium oder Kalzium. In Anlehnung an die englische Sprache ist in der neueren Literatur die erste üblicher geworden, die an das chemische Elementsymbol „Ca“ anknüpft, jedoch findet man, z.B. in geologischen Texten auch häufig die „K-z“-Schreibung. Der Name leitet sich vom lateinischen Wort „*calx*“ für Kalkstein ab, im Griechischen „*χάλιξ*“ (*chalis*). So gesehen entspricht die „C-c“-Schreibweise eigentlich dem sprachlichen Ursprung.

Zur Darstellung der chemischen Vorgänge: Den Kreislaufprozessen des Elementes Calcium liegt eine Reihe chemischer Reaktionen zu Grunde. Da sie sich zum Teil wiederholen und um für chemisch weniger Interessierten den Text nicht zu sehr damit zu belasten, werden sie in einem eigenen Kapitel (das man auch ganz oder teilweise überschlagen kann) zusammengefasst dargestellt. Im Text finden sich jeweils Hinweise auf die Einzelreaktionen.

2. Überblick über die Bedeutung des Elementes Calcium

2.1. Geologie

Calcium ist eines der wichtigsten gesteinsbildenden Elemente. Das wichtigste Mineral* ist Calciumcarbonat, das den Hauptbestandteil des Kalksteines bildet. Ebenfalls als weitgehend reines Mineral findet sich Calciumsulfat, aus ihm wird Gips gewonnen. Daneben ist Calcium auch in vielen anderen Mineralen enthalten, z.B. in manchen Feldspat*-Mineralen (wie die im vulkanischen Basalt enthaltenen Plagioklase, Beispiel Anorthit $\text{CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$).

2.2. Biologie, Medizin

Viele Lebewesen verwenden Ca-Verbindungen als Baumaterial für Skelette (Gehäuse oder knochenartige Strukturen). Die Knochen des menschlichen Skelettes bestehen zu 40% aus der Calcium-Verbindung Hydroxylapatit $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$, im Zahnschmelz liegt der Anteil sogar bei 95%, wodurch es das

härteste Material in unserem Körper ist. Insgesamt enthält der menschliche Körper 1–1,1 kg Calcium, damit ist es der mengenmäßig bedeutendste Mineralstoff.

2.3. Technik

Der durch Erhitzen von Kalkstein gewonnene „gebrannte“ Kalk ist das älteste künstlich hergestellte Material der Bautechnik. Er diente schon in den frühen Hochkulturen als Kalkmörtel zum Mauern und Verputzen und als „Weißkalk“ für Anstriche. Älteste Mörtelfunde in Anatolien stammen aus der Zeit von 12 000 v. Chr. Auch Gips ist seit Jahrtausenden als Bindemittel für Innenverputze und als Werkstoff in der Kunst in Gebrauch.

3. Chemische Verbindungen und Reaktionen

3.1. Verbindungen

3.1.1. Salzartige Verbindungen

Viele der hier behandelten Verbindungen gehören chemisch gesehen zur Stoffklasse der „Salze*“. Dabei wird der Begriff „Salz“ hier in einer wissenschaftlichen Verallgemeinerung der ursprünglichen Bezeichnung für Kochsalz, chemisch Natriumchlorid, verwendet. Alle Salze bestehen aus Ionen*, elektrisch geladenen Teilchen. Vielleicht ist Ihnen schon einmal aufgefallen, dass in den Analysenlisten von Mineralwässern die Bestandteile immer als Elementsymbol mit einem Ladungszeichen (z.B. Ca^{2+} , Na^+ , Cl^-) aufgeführt werden. Dabei sollte beachtet werden, dass die Ionen eines Elements völlig andere Eigenschaften als das Element selbst besitzen. Besonders augenfällig ist das bei Chlor: das Element ist ein hoch giftiges, stechend riechendes Gas (Sie kennen es vom Schwimmbad), die Ionen hingegen sind vergleichsweise harmlos, wie Sie aus dem alltäglichen Gebrauch von Kochsalz (Na^+Cl^-) wissen. Weiterhin werden oft die Inhaltsstoffe von Mineralwässern in Form von Salzen, z.B. Kochsalz oder Calciumsulfat angegeben. In der Lösung sind die Ionen aber voneinander völlig unabhängig und in keiner Weise „gepaart“. Eine solche paarweise Sortierung der Ionen findet erst beim Eindampfen der Lösung statt. Dabei hängt es von den Löslichkeiten der verschiedenen, theoretisch denkbaren Ionenpaare ab, welche Salze auskristallisieren. Enthält eine Lösung z.B. Na^+ , Ca^{2+} , SO_4^{2-} und Cl^- -Ionen, so könnten theoretisch Natriumsulfat und Calciumchlorid entstehen, wegen der höheren Gitterkräfte zwischen Ca^{2+} und SO_4^{2-} -Ionen kristallisiert aber zuerst Calciumsulfat und bei weiterem Eindampfen schließlich das deutlich besser lösliche Natriumchlorid aus. Wegen dieser unterschiedlichen Löslichkeiten liegen auch in den Salzlagerstätten, die beim Eindampfen von warmen Flachmeeren entstanden, die verschiedenen Salze schichtweise sortiert, was natürlich für ihre technische Nutzung von großem Vorteil ist. In einer vollständig erhaltenen Salzlagerstätte (Salzstock) finden sich von unten nach oben Kalk (Calciumcarbonat), Gips (Calciumsulfat), Kochsalz (Natriumchlorid) und zu oberst das besonders leicht lösliche Kaliumchlorid.

3.1.2. Carbonate

a. Calciumcarbonat $\text{Ca}^{2+}\text{CO}_3^{2-}$

Mineralogisch je nach Kristallisationsform als Calcit oder Aragonit bezeichnet. CaCO_3 ist sehr schwer wasserlöslich, der oft als „Auflösung“ bezeichnete Vorgang ist eine chemische Reaktion (Zersetzung) unter Einwirkung einer Säure, in der Natur besonders Kohlensäure. Die Begriffe „Auflösung“ oder „Lösen“ sollten der Bezeichnung physikalischer Zerteilungsvorgänge wie das Lösen von Salz oder Zucker in Wasser vorbehalten bleiben.

b. Calciumhydrogencarbonat $\text{Ca}^{2+}(\text{HCO}_3^-)_2$

Oft als „löslicher Kalk“ oder „lösliche Form“ des Kalkes bezeichnet. Da das Hydrogencarbonat-Ion nur einfach negativ geladen ist, sind die Gitterkräfte in einem (theoretischen) Salz deutlich schwächer als im Calciumcarbonat mit dem doppelt negativ geladenen Carbonat-Ion. Die angegebene Formel hat

daher nur hypothetischen Charakter, als Feststoff kann die Verbindung nicht hergestellt werden. Gelöstes Calciumhydrogencarbonat bildet die „Wasserhärte“, die einerseits den gesundheitlich wertvollen Gehalt an Calcium im Trinkwasser liefert, andererseits zu unerwünschten Kalkablagerungen (Kesselstein u.ä.) führt.

3.1.2. Oxide und Hydroxide

Calciumoxid $\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$ und Calciumhydroxid $\text{Ca}^{2+}(\text{OH})_2$ kommen natürlich nicht vor, sollen aber als technische Produkte des Kalkbrennens aufgeführt werden.

3.1.3. Calciumsulfat $\text{Ca}^{2+}\text{SO}_4^{2-}$

Die Besonderheit dieser Verbindung liegt im Auftreten von „Kristallwasser“, eine unterschiedlich große, aber für jede Form festgelegte Zahl von Wassermolekülen, die neben den Ionen des Salzes im Kristallgitter eingebaut sind. Sie sind recht fest im Kristallgitter gebunden, weshalb sie nur unter deutlichem Energieaufwand (Druck oder Temperatur) entfernt werden können („Austreiben“ des Kristallwassers). Aus einer wässrigen Lösung kristallisiert beim Eindampfen die Form mit dem höchsten Wassergehalt $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Die zwei Wassermoleküle können stufenweise ausgetrieben werden, es entstehen dabei

- $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$ Halbhydrat oder Bassanit,
- CaSO_4 Anhydrit („an“ : ohne, „hydrit“ : wasserhaltig).

Das Gipspulver des Handels besteht weitgehend aus Halbhydrat, er wird aus natürlichem Gips durch Erhitzen auf 110 - 160 °C hergestellt. Beim Erhärten („Abbinden“) nimmt das Halbhydrat wieder Kristallwasser auf, wodurch die wasserhaltige Form zurückgebildet wird.

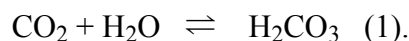
3.1.4. Magnesiumcarbonat $\text{Mg}^{2+}\text{CO}_3^{2-}$

Das Magnesiumcarbonat soll wegen seines Vorkommens als gesteinsbildendes Mineral aufgeführt werden. Zusammen mit Calciumcarbonat bildet es den Dolomit. Im Gegensatz zu Calciumcarbonat ist es gegen Kohlensäure deutlich widerstandsfähiger.

3.2. Reaktionen

3.2.1. Kohlensäure

Wegen ihrer Bedeutung für die Bildung der Calciumcarbonate sei zunächst die „Kohlensäure“ vorgestellt. Mit diesem Namen wird in der Alltagssprache und z.T. auch in der Technik die Verbindung Kohlenstoffdioxid (CO_2) bezeichnet. Diese Benennung ist aus chemischer Sicht nicht korrekt, da CO_2 weder im Sinne eines Protonenspenders noch im Sinne einer sauren Lösung eine „Säure*“ ist. Die Verbindung H_2CO_3 , die diesen Namen zu Recht trägt, ist allerdings nur von akademischem Interesse, da sie in der Natur praktisch nicht vorkommt. Theoretisch entsteht sie durch die Reaktion



Diese Reaktion läuft aber nur in verschwindend geringem Umfang ab, unter natürlichen Bedingungen entsteht das Hydrogencarbonat-Ion, das schon beim Calciumhydrogencarbonat erwähnt wurde:



In den Gleichungen bedeutet das Zeichen „ \rightleftharpoons “, dass es sich um eine Gleichgewichtsreaktion handelt, d.h.

- es laufen ständig Reaktionen in beiden Richtungen ab und
- in der Lösung sind die Teilchen von beiden Seiten der Reaktionsgleichung nebeneinander vorhanden, ihr relativer Anteil hängt von den Umgebungsbedingungen (Druck, Temperatur) und von der Konzentration der Teilchen ab, hier besonders von der Konzentration des CO_2 .

Das Teilchen H_3O^+ (Oxonium-Ion, früher auch Hydronium-Ion) ist für den sauren Charakter der Lösung verantwortlich, den wir bei CO_2 -haltigem Wasser schmecken.

Die Reaktion wird dadurch ermöglicht, dass CO_2 als polares Molekül in Wasser relativ gut löslich ist,

deutlich besser als das unpolare O₂ (bei 0 °C lösen sich 3,3 g in 1 l Wasser, Sauerstoff nur 14,2 mg). Zwischen dem CO₂ in der Luft und dem im Wasser gelösten CO₂ besteht wiederum ein Gleichgewicht:

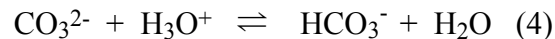


Da sich CO₂ wie alle Gase bei niedrigen Temperaturen besser löst, wirkt sich eine erhöhte CO₂-Konzentration in der Luft in kalten Regionen in einer verstärkten Säurebildung im Wasser aus. Diesen Effekt haben jüngste Forschungen in den Polargebieten nachgewiesen. Wir werden ihn mit den daraus resultierenden biologischen Folgen später wieder aufgreifen.

Auf einen grundsätzlichen Zusammenhang sei besonders hingewiesen: Durch die Verkettung von Gleichgewichtsreaktionen, die manchmal auch über Phasengrenzen (hier Gas-Flüssigkeit) hinweg greifen, können Wirkungsketten entstehen: Eine Erhöhung der CO₂-Konzentration in der Luft führt zu einer Versauerung im Wasser. Solche Gleichgewichtsketten sind in der Natur, übrigens auch in unserer Stoffwechsel-Chemie, sehr häufig und oft dafür verantwortlich, dass Auswirkungen einer Veränderung an unerwartet weit entfernten Stellen auftreten können. Die Erforschung solcher verketteter Reaktionen ist daher wichtig zum Verständnis ökologischer (und in unserem Stoffwechsel auch medizinischer) Zusammenhänge und zur Abschätzung der Folgerisiken von durch den Menschen verursachten Veränderungen.

3.2.2. Zersetzung und Bildung von Calciumcarbonat

Calciumcarbonat kann, wie schon erwähnt, durch Säuren zersetzt werden. (Wasserlöslich kann es ganz offensichtlich nicht sein, sonst hätten Kalkgebirge wie in den Alpen niemals entstehen können!) In der Natur ist die Kohlensäure dafür am wichtigsten. Die im Hydrogencarbonat-Gleichgewicht (Gl. 2) entstandenen Oxonium-Ionen können mit den Carbonat-Ionen des Kalkes reagieren:



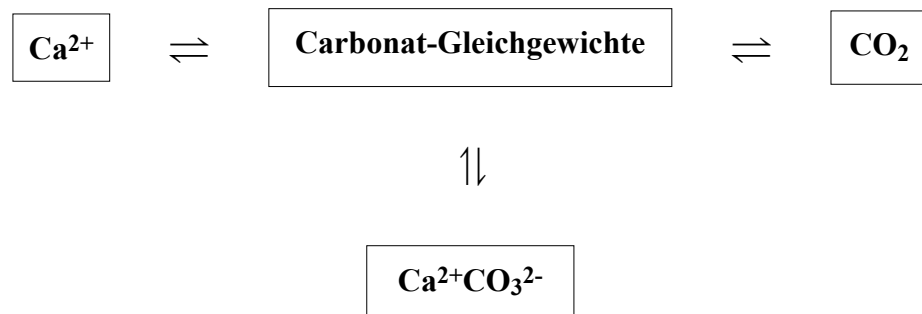
Die Ca²⁺-Ionen „fallen“ dabei sozusagen aus dem Kristallgitter heraus. Aus dem wasserunlöslichen Calciumcarbonat entsteht so das leicht lösliche Calciumhydrogencarbonat. Die Existenz von Calciumcarbonat wird also immer mehr erschwert, je saurer das Wasser in seinem Kontakt ist, was wiederum durch die CO₂-Konzentration in der Luft beeinflusst wird. Dies ist der prinzipielle Hintergrund für die schon angesprochenen Beobachtungen in Polargebieten: Hier wurden Hinweise darauf gefunden, dass als Folge der ansteigenden CO₂-Konzentration in der Atmosphäre die Kalkschalen von Meerestieren dünner werden. Die Lebewesen haben offenbar zunehmend Schwierigkeiten, eine ausreichend große Kalkmenge an ihrem Körper im Gleichgewicht zu halten.

Auch die Reaktion (4) ist umkehrbar: sinkt, z.B. durch Temperaturerhöhung oder durch Verdunsten des Wassers die Menge an CO₂ und damit die der H₃O⁺-Ionen, verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite der Carbonat-Ionen. Sie vereinigen sich wieder mit den Ca²⁺-Ionen, neue Calciumcarbonat-Kristalle werden aufgebaut. Diesen Vorgang kennen Sie von der Kesselsteinbildung (CO₂ wird durch Erhitzen ausgetrieben) oder den verkalkten Perlatores am Wasserhahn (hier verdunstet das Wasser).

Rückblickend und als Hintergrund für die Vorgänge im Calcium-Kreislauf seien die Reaktionen noch einmal im Überblick dargestellt:

Die Gleichgewichte des Kohlensäure - Carbonat - Systems	
Gleichgewichte der Kohlensäure	$\text{CO}_2 (\text{gasf.}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{gelöst}) \quad (3)$ $\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^- \quad (2)$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \quad (4)$
Bildung bzw. Zersetzung von Kalk	$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}\text{CO}_3^{2-}\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O} \quad (5)$ $\text{Ca}^{2+}\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \quad (6)$

Insgesamt sind also CO₂, Ca²⁺-Ionen und Calciumcarbonat über diese Gleichgewichtsreaktionen miteinander verknüpft:



Dieses Schema zeigt auch, dass Calciumcarbonat eine „Falle“ für CO₂ sein kann („CO₂-Senke“). Ob und in welcher Richtung sich dieser Zusammenhang auf den CO₂-Gehalt der Atmosphäre auswirkt, ist unklar, da die Prozesse in den Weltmeeren unter sehr unterschiedlichen Druck- (Wassertiefe!) und Temperaturverhältnissen ablaufen.

4. Der Kreislauf des Elementes Calcium

4.1. Überblick

Wenn im Folgenden von „Calcium“ oder „Calcium-Teilchen“ gesprochen wird, dann sind damit stets die Calcium-Ionen (Ca²⁺) gemeint. Elementares Calcium kommt in der Natur nicht vor, dafür ist Calcium ein zu unedles Metall.

Im Prinzip wechseln die Calcium-Teilchen zwischen zwei „Aufenthaltsbereichen“:

- a. als frei im Wasser gelöste Teilchen oder
- b. als Bestandteil kristalliner Feststoffe (s. 3.1.). Neben verschiedenen anderen Ca-haltigen Mineralen (z.B. manche Feldspat-Formen) spielt hier das Calciumcarbonat („Kalk“) eine besonders wichtige Rolle (s. 3.1.2.).

4.2. Freisetzung von Calcium-Ionen

Die in vielen Gesteinen enthaltenen Calciumteilchen werden durch Erosionsprozesse freigesetzt und gelangen in das Süß- oder Meerwasser. Dabei wird mit dem Begriff „Erosion“ eine Vielzahl chemischer und physikalischer Prozesse zusammengefasst, die hier nicht im Einzelnen dargestellt werden sollen.

Das „Startkapital“ des auf der Erdoberfläche zirkulierenden Calciums stammt aus magmatischen Gesteinen, die aus dem Erdinneren an die Erdoberfläche gelangen und dann erodiert werden.

4.3. Bildung von Kalk (Calciumcarbonat, s. 3.1.2.)

4.3.1. Prinzip

Neben den Ca-Teilchen ist im Wasser auch m.o.w. viel „Kohlensäure“ (s. 3.2.1.) vorhanden. Aus diesen beiden Komponenten kann unlöslicher Kalk (Calciumcarbonat, s. 3.1.2.) entstehen. Diese Kalkbildung findet entweder als rein chemisch-physikalischer Prozess statt oder durch die Aktivität von Lebewesen („biogener“ Kalk).

4.3.2. Kalkausfällung ohne Vermittlung von Lebewesen

Für die Entscheidung, ob die Ca-Teilchen im Wasser gelöst bleiben oder sich unlöslicher Kalk bildet, ist die Menge an gelöstem Kohlenstoffdioxid (CO₂, s. 3.2.1.) entscheidend. Eine Verringerung der CO₂-Konzentration führt zur Kalkbildung (s. 3.2.2.). Der wichtigste äußere Einfluss ist dafür eine Temperaturerhöhung, wie sie z.B. in Flachmeeren eintritt. Der Kalk setzt sich zunächst als schlammartige Masse aus feinen Kristallen auf dem Meeresboden ab. Durch zunehmende Verdichtung wird der Kalkschlamm im Laufe der Zeit in Kalkstein umgewandelt. Auch Tonpartikel, die bei der Erosion von Silikatgesteinen (z.B. Granit) freigesetzt werden, können beigemischt werden. Daher gibt es einen gleitenden Übergang zwischen reinem Kalk und Tonstein. Werden Sandkörner mit eingebettet, entsteht eine Mischung, die zu Sandstein wird, der Kalk wirkt darin als Binemittel, das die Sandkörner miteinander verklebt.

4.3.3. Kalkbildung durch Lebewesen

Der „gelöste Kalk“ (s. 3.1.2.) kann für Lebewesen in zweierlei Hinsicht ein wertvoller Rohstoff sein:

- a. als Material zur Bildung von Schutz- und Stützstrukturen (Gehäuse, knochenartige Innenskelette), oder
- b. für Pflanzen als CO₂-Quelle für die Photosynthese, der Calciumanteil ist dabei „Abfall“.

Während der erste Fall in vielen Beispielen augenfällig ist (Muschel- oder Schneckengehäuse usw.), ist der zweite weniger bekannt. In Gegenden mit Kalkfelsen kann man oft die Kalkbildung durch Moose beobachten, die sich dort ansiedeln, wo Quellwasser über einen Hang herabrieselt (ein besonders eindrucksvolles Beispiel liefern die Barrieren zwischen den Plitvicer Seen in Kroatien). Die Pflanzen nehmen den „gelösten Kalk“ (s. 3.1.2.) aus dem Wasser auf, behalten einen Teil des CO₂ für ihre Photosynthese und scheiden über spezielle Drüsen unlöslichen Kalk aus (entsprechend Gl. (5) in 3.2.2.). Das entstehende, anfangs schwammig-poröse Material wird als „Kalktuff“ bezeichnet.

Damit kommen wir zu dem Fachwerkhaus, das am Anfang abgebildet ist. Im Prospekt des Ortes heißt es dazu:

La Maison à Pans de Bois date du XIV^e siècle; elle a été restaurée en 1996. Elle est aujourd'hui classée. Elle présente un encorbellment d'1,80 m. Construite avec des poutres de châtaigniers et un remplissage en tuff, pierre calcaire que l'on trouve près des sources. La maison à pans de bois abrite deux magasins au rez-de-chaussée; les étages servent de salle d'exposition.

Das Fachwerkhaus stammt aus dem 14. Jh.. Es wurde 1996 restauriert und ist heute denkmalgeschützt. Der Erker ragt mit 1,80m vor. Seine Balken bestehen aus Kastanienholz, als Füllung wurde Tuff verwendet, ein Kalkstein, den man in der Nähe von Quellen findet. Das Fachwerkhaus beherbergt im Erdgeschoss zwei Läden, das Obergeschoss dient als Ausstellungssaal.

Dazu bliebe noch anzumerken, dass die Verwendung von Tuff als Füllmaterial in doppelter Hinsicht sinnvoll war: durch seinen porösen Charakter ist er relativ leicht und besitzt eine gute Wäremömmwirkung.

Nach dem Absterben der Lebewesen bleiben die Kalkmaterialien übrig und liefern wie bei der chemisch-physikalischen Ausfällung den Rohstoff für die Gesteinsbildung. Oft, wie z.B. in der Schwäbischen Alb, bestehen die Gesteine praktisch nur aus Schalenresten, dem „Muschelkalk“. Ursprünglich nur als Bezeichnung für ein Gesteinsmaterial geprägt, wird mit dem Begriff auch ein geologisches Zeitalter bezeichnet, in dem diese Form der Kalkbildung in besonders umfangreichem Maße stattfand (243 -235 Mio a, Mittlere Trias, Erdmittelalter).

4.4. Zersetzung von Kalk

An historischen Gebäuden, die aus Kalk- oder Sandstein erbaut wurden, kann man (leider) den Prozess im „Zeitraffertempo“ beobachten, der in der Natur sehr viel langsamer voranschreitet: die Zersetzung von Kalk durch Säuren. Was an den Gebäuden durch aggressive Abgase (Schwefeldioxid, Stickoxide) bewirkt wird, geschieht in der Natur durch die Einwirkung der „Kohlensäure“ (s. 3.2.1.). Sie entsteht aus dem Kohlendioxid in der Atmosphäre durch Reaktion mit Wasser. Obwohl CO_2 in der Luft nur in geringer Konzentration (0,03 g/l) vorhanden ist, reichert es sich im Wasser auf Grund seiner relativ guten Löslichkeit, besonders bei niedrigen Temperaturen, an. Durch die Einwirkung der Kohlensäure wird der Kalk in eine leicht lösliche Verbindung umgewandelt (chemisch nicht ganz korrekt als „löslicher Kalk“ bezeichnet, s. 3.2.2.). Da das Kalkgestein unterschiedlich dicht und verschieden stark mit anderen Stoffen vermischt ist (z.B. Tonminerale oder Magnesiumcarbonat, s. 3.1.4.), wird er ungleichmäßig zersetzt und es entstehen die oft bizarren Felsformationen, die für Kalkgebirge typisch sind. Sind die oberflächlichen Gesteinsschichten porös, versickert das Wasser und reichert sich über weniger durchlässigen Schichten an. So entstehen die ebenfalls in Kalkgebirgen häufigen unterirdischen Wasserläufe und Höhlen.

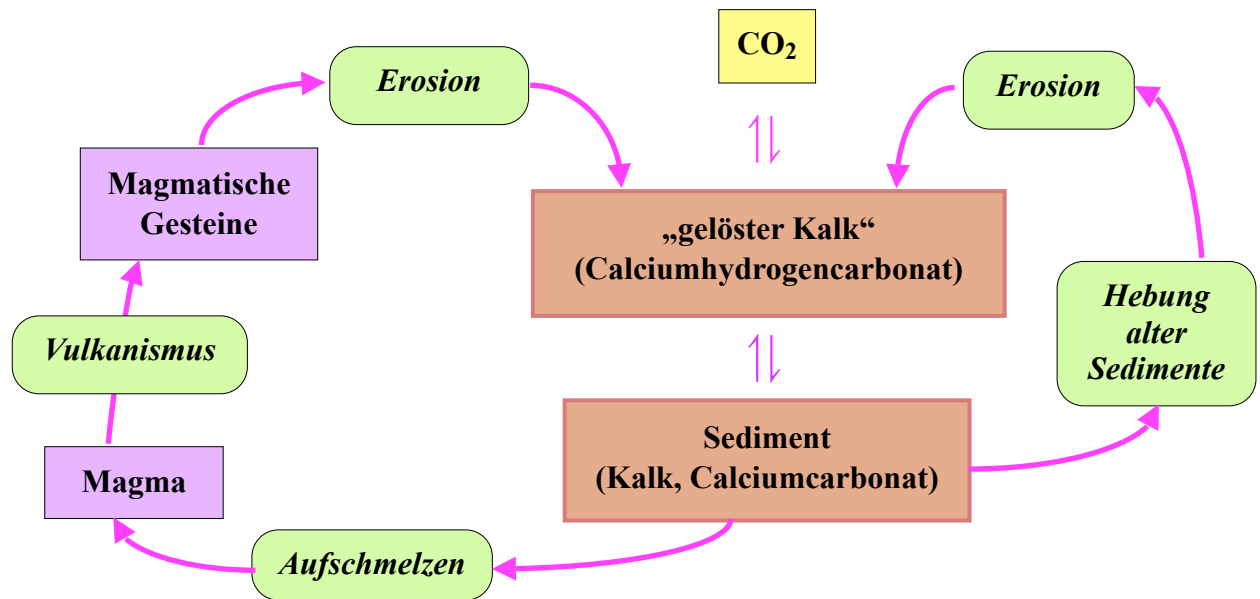
Aus dem „gelösten Kalk“ kann dann, wie in 4.3. beschrieben, wieder neues Kalkgestein entstehen.

4.5. Rückführung in den Magmamantel

Durch größere geologische Bewegungen können die Kalksedimente so tief in die Erdkruste verfrachtet werden, dass sie in den Temperaturbereich des geschmolzenen Erinneren gelangen. Dort werden sie in den großen „Topf“ des Magmas zurückgeführt. Damit schließt sich der größte Kreis der Umwandlungsprozesse, in denen das Element Calcium auf der Erde zirkuliert.

Die nachfolgende Grafik soll die beschriebenen Prozesse zusammenfassend darstellen.

Der Calcium-Kreislauf



Fachbegriff-Erklärungen

Feldspat

K-/Na-/Ca-Al-Silikate, häufigste Minerale der Erdkruste (60%), wichtiger Bestandteil von Granit, Gneis, metamorphem Schiefer; bei Verwitterung entstehen für die Bodenbildung wichtige Minerale (Carbonate, Tonminerale).

Unterscheidung nach dem Spaltungswinkel:

- Orthoklas (90°)
- Plagioklas ($\neq 90^\circ$).

spat mhd. blättrig spaltendes Gestein

Ion

Elektrisch geladenes Atom oder Molekül. Ionen entstehen aus elektrisch neutralen Teilchen durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen, bei Protolysen* können I. auch durch Ankopplung oder Abspaltung von H^+ -Ionen (Protonen) gebildet werden.

gr. *ion* ἰόν oder ἰόν (von εἶμι ich gehe) gehend

Mineral

Natürlich vorkommender, fester, meist kristalliner Reinstoff.

B.: Quarz, Calciumcarbonat

Salze

Stoffe, die aus Ionen aufgebaut sind. Häufig Verbindungen, die durch Reaktion eines Metalles mit einem Nichtmetall entstanden sind. Kennzeichen: bei Zimmertemperatur fest, kristallin, spröde, Sdt. hoch, z.T. wasserlöslich.

Säure

- saure Lösung (Lösung mit einem pH-Wert < 7)
- Lösung, die mehr H_3O^+ -Ionen als OH^- -Ionen enthält.
- Verbindung, die ein H^+ -Ion (Proton) abgeben kann.

B.: Salzsäure; \neq Base; \neq Lauge

Weitere Fachbegriffserklärungen aus der Biologie und den angrenzenden Wissenschaftsgebieten Physik und Chemie finden Sie auch in meiner Homepage www.die-reise-maus.de in der Rubrik „Lexika“ in der Datei „Biologie_LX.pdf“.

Quellen

<http://www.mineralienatlas.de/lexikon/index.php/Mineralienportrait/Calcit/Geschichte>
www.hr.shuttle.de/l1003/archiv/2008.../Salzlagertaette.pdf