



— *Li. Magnesit* —

Magnesiumcarbonat. Calciumcarbonat.

267

in Säuren viel schneller auf als Magnesit) zur Herstellung von Pudern, Zahn- und Putzpulvern, ferner als Füllmittel für Farben, Papier und Kautschuk. Als „*Magnesia alba*“ findet es medizinische Verwendung.

Magnesiumcarbonat bildet mit Alkalicarbonaten sowie auch mit Alkalihydrogen-carbonaten *Doppelsalze* vom Typus $\text{M}_2\text{Mg}(\text{CO}_3)_2$, z. B. $\text{K}_2\text{Mg}(\text{CO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, rhom-bische Prismen; $\text{KHMg}(\text{CO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, weißes Pulver; $\text{Na}_2\text{Mg}(\text{CO}_3)_2$, kleine tetra-gonale Kristalle.

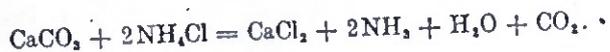
Calciumcarbonat, CaCO_3 , findet sich in der Natur in Form von *Kalkstein*, *Kreide* und *Marmor*. Hexagonal kristallisiertes Calciumcarbonat be-zeichnet man als *Calcit* oder *Kalkspat*. Dieser kommt zuweilen in wohlaus-gebildeten Kristallen in der Natur vor, zumeist in Rhomboedern. Man hat Kalkspatkristalle von ganz erheblicher Größe gefunden. Kalkspat ist doppelbrechend, wie man besonders leicht an den großen, klar durchsich-tigen Rhomboedern, wie sie in Island vorkommen, beobachten kann (isländischer Doppelspat). Kalkspat besitzt das spezifische Gewicht 2,72. Eine unbeständige und daher auch in der Natur seltener anzutreffende Modifikation des kristallisierten Calciumcarbonats ist der rhombische *Aragonit* (spezifisches Gewicht 2,93). Bei 970° wandelt sich Calcit in eine andere Modifikation um, die gleichfalls zum hexagonalen System gehört. Ebenso wandelt sich auch Aragonit bei höheren Temperaturen um. Eine weitere instabile Modifikation ist der *Vaterit*.

Reinigung

Die *Gitterstruktur* von *Kalkspat* sowie auch diejenige von *Magnesit* ist die gleiche wie die von *Natriumnitrat* (Abb. 44, S. 208). *Aragonit* bildet, wie *Kaliumnitrat*, ein rhombi-sches Schichtgitter (s. S. 208). *Vaterit* hat noch ein anderes, hexagonales Gitter. — Das Gitter des *Dolomits* leitet sich vom Kalkspatgitter dadurch ab, daß jede zweite mit Ca^{++} -Ionen besetzte Basisnetzebene durch eine solche aus Mg^{++} -Ionen ersetzt ist.

In Wasser ist Calciumcarbonat schwer löslich. Es fällt daher aus wässe-rigen Lösungen beim Zusammentreten von Ca^{++} - und CO_3^{--} -Ionen als weißer Niederschlag aus. Erfolgt die Fällung aus verdünnten Lösungen in der Hitze, so besteht der Niederschlag zunächst aus ganz feinen Aragonit-kriställchen. In der Kälte wandeln diese sich langsam in solche von Calcit um. Wird Calciumcarbonat in der Kälte gefällt, so erscheint es zunächst amorph. Es geht beim Stehen in Berührung mit der Lösung gleichfalls allmählich in Calcit über. Auch Kalkstein und Marmor bestehen aus mehr oder weniger feinen Calcitkristallen. Reines Calciumcarbonat ist weiß bzw. farblos. Bunter Marmor enthält Verunreinigungen, meist Eisenoxyde. Die gelbliche oder graue Farbe des Kalksteins rührt gleichfalls von Verunreini-gungen her. Unter den Verunreinigungen des Kalksteins spielt *Ton* die Hauptrolle. Stark durch Ton verunreinigten Kalkstein bezeichnet man als *Mergel*, und zwar je nach dem größeren oder geringeren Tongehalt als *Tonmergel* oder als *Kalkmergel*. *Kreide* ist eine erdige, weiche Form des Kalksteins. Sie besteht vorwiegend aus den Schalenresten mikroskopisch kleiner urweltlicher Schnecken und Muscheln.

Die Löslichkeit des Calciumcarbonats in Wasser, die bei 25° etwa 1,4 mg CaCO_3 in 100 g Wasser beträgt, wird durch Ammoniumsalze nicht un-wesentlich erhöht. Durch Kochen mit Ammoniumchloridlösung kann Calciumcarbonat vollständig zerlegt werden:

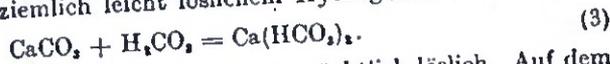


A. Leny

S. Anfrage

1949

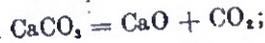
Durch Alkalisalze erfolgt diese Zerlegung nicht. Auch wirken dieselben nicht löslichkeitserhöhend. Mit überschüssiger Kohlensäure vereinigt sich Calciumcarbonat zu ziemlich leicht löslichem Hydrogencarbonat:



Daher ist es in kohlensäurehaltigem Wasser beträchtlich löslich. Auf dem Gehalt an Calciumhydrogencarbonat beruht die vorübergehende (temporäre) Härte des Wassers. Wird solches Wasser gekocht, so entweicht Kohlendioxyd und, indem die Gl. (3) von rechts nach links verläuft, setzt sich neutrales Calciumcarbonat ab. Ebenso hinterbleibt neutrales Calciumcarbonat, wenn die Lösung bei gewöhnlicher Temperatur eindunstet. Hierauf beruht die Bildung der *Tropfsteine*.

Bei niedrigen Temperaturen scheidet sich Calciumcarbonat aus wässriger Lösung als 6-Hydrat ab. Dieses bildet rhombische Kriställchen vom spez. Gewicht 1,77, die bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft schnell unter Bildung des wasserfreien Salzes zerfallen. F. Krauß (1930) erhielt beim isobaren Abbau (p = 7 mm) im Tensieudiometer als instabiles Zwischenprodukt das 1-Hydrat.

Beim Glühen spaltet Calciumcarbonat Kohlendioxyd ab:



jedoch ist dasselbe darin wesentlich fester gebunden als im Magnesiumcarbonat, wie aus folgender Tabelle ersichtlich ist, in der die Zersetzungsdruicke von Magnesium-, Calcium- und Bariumcarbonat zusammengestellt sind. Bei 897° erreicht die CO₂-Tension des Calciumcarbonats Atmosphärendruck¹⁾. Die thermische Zersetzung des Calciumcarbonats wird technisch im größten Umfange ausgeführt (Kalkbrennen^[10]) zwecks Gewinnung von Calciumoxyd für Mörtel und andere Zwecke. Durch Brennen

Tabelle 50. Zersetzungsdruicke von Erdalkalicarbonaten.

	t = 400	450	500	540	700	900	1000	1100	1200	1300 ° C	
MgCO ₃	p = 0,1	6,8	100	747	—	—	—	—	—	—	mm Hg
CaCO ₃	p = 0	0	0,1	0,3	22,2	793	2942	8739	21800	—	mm Hg
BaCO ₃	p = 0	0	0	0	0	0,2	2,7	17,7	92	382	mm Hg

von Kalksteinen zusammen mit Ton (oder auch von natürlichen stark tonhaltigen Kalksteinen) gewinnt man *Zement*. Die natürlich vorkommende *Kreide* wird, um sie für technische Zwecke, z. B. als Anstrichfarbe (Kreideweiß) oder für Kreidestifte, brauchbar zu machen, gewöhnlich durch Schlämmen gereinigt. Schlämmkreide wird auch für Zahnpulver, Kitte und als Putzpulver verwendet. Reines, durch Fällen aus wässriger Lösung erhaltenes feinpulveriges Calciumcarbonat findet medizinische Verwendung, z. B. gegen Sodbrennen. Auch wird es zum Entsäuern von Wein benutzt.

Strontiumcarbonat, SrCO₃, findet sich in der Natur als *Strontianit*, rhombisch, isomorph mit Aragonit und Witherit, weshalb dieses Mineral meistens Calciumcarbonat und manchmal auch Bariumcarbonat als Beimengungen enthält. Es findet technische Verwendung hauptsächlich zur Darstellung von Strontiumoxyd und -hydroxyd für die Entzuckerung der Melasse. Da der natürlich vorkommende Strontianit hierfür nicht ausreicht, stellt man

¹⁾ Der Zerfall des Calciumcarbonats kann durch Fremdgase katalytisch beschleunigt werden. Siehe hierzu G. Hüttig, Z. anorg. Ch. 255 (1948) 223.

Strontiumcarb
diesen in Rev

Reines Strö
lösungen mit
schwer löslich.
Durch Kohlen
hört. Strontiu
carbonat. Bei
tung ein.

Bei 929° C
hindert man

Bariumcarb
hauptsächlich
stallisiert für
tianit. (Ober
Modifikation
weißer Niede
Für die techn
man durch E

In die wässe
Bariumcarbo

Man kann a
konzentriert
Umsetzung

Bariumcarb
die Carbona
die CO₂-Te
peratur das
Porosität v
carbonat v

Verwend
Bariumver
schmelzba
keramisch
BaO₂-Gew
besten de
gestelltes

In Was
von Calc
infolge F
Salzen,