

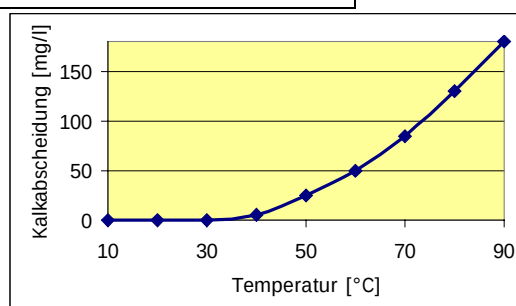
Beginn einer Tropfsteinhöhle¹ am Wasserhahn*

Peter Bützer, Juni 1999

CaCO₃ Calciumcarbonat ein Salz, Ionen: Ca²⁺ (Calcium); CO₃²⁻ (Carbonat) 14 mg/l (20°C) basisch Temp. < 30°C: Calcit Temp. > 30°C: Aragonit Kalkstein „Karren“ 1 mm Kalk auf der Heizwasserleitung im Heizkessel = 10% mehr Energieverbrauch. 	+ H₂O + Wasser eine Flüssigkeit Regen	+ CO₂ + Kohlendioxid ein Gas in der Luft 0.03% Reaktion von Kohlensäuregas im Getränk (Mineralwasser, Cola...) Wassertropfen nehmen Kohlendioxid auf und bilden Kohlensäure H₂O + CO₂ → H₂CO₃ Kohlensäure reagiert mit dem Kalk zu Ca(HCO₃)₂.	Hin- und Rückreaktion Gleichgewicht Druck ← Hitze	Ca(HCO₃)₂² Calciumhydrogencarbonat ein Salz, gelöst sind es Ionen: Ca²⁺ (Calcium); HCO₃⁻ (Hydrogencarbonat) 850 mg/l (20°C), 1560 mg/l (0°C) stabil, schwach sauer und schwach basisch³ gelöster Kalk Je mehr gelöster Kalk, desto härter das Wasser (Wasserhärte). 
--	--	--	---	--



Stalaktiten sind Tropfsteine, kalkige Ablagerungen, die zapfenförmig von Decken der Höhlen hängen. **Stalagmiten**⁴ sind eher stumpfe Kegel, die sich auf den Böden bilden. Kalkhaltiges abtropfendes und verdunstendes Wasser kann Kalk ausscheiden (Kalksinter) und diese bizarren Gebilde in Tropfsteinhöhlen bilden.



Die Kalkabscheidung setzt bei 45°C ein und nimmt mit steigender Temperatur exponentiell zu. Bei 80°C wird dreimal mehr Kalk abgeschieden als bei 60°C.

erhitzen,
CO₂ geht weg,
H₂O verdunstet.

Hartes, calciumhaltiges Wasser benötigt mehr Waschmittel als weiches Wasser. Es kann mit Seife Kalkseife bilden, die sich im Gewebe ablagern kann.

Literatur:

¹ Asselborn W., Jäckel M., Risch K. (Hrsg.), Chemie heute – Sekundarbereich II, Schroedel Verlag GmbH, Hannover 1998, 82

² Römpp Lexikon Chemie – Version 1.5, Stuttgart/New York: Georg Thieme Verlag 1998, Calciumcarbonat

³ Schwoerbel, J., Einführung in die Limnologie. 6. Aufl., Gustav Fischer Verlag, Stuttgart 1987, S. 85-89.

⁴ <http://www.wohnheim.uni-ulm.de/~hans/hpphfh03.jpg>, 14.6.99, 2240h