

# Warum verkalkt die Kaffeemaschine?

von  
Axel Donges

erschieden in

Praxis der Naturwissenschaften Physik in der Schule 3/54 (2005) S. 44-45

## Zusammenfassung

In Leitungswasser sind viele Ionen, u.a.  $\text{Ca}^{2+}$ - und  $\text{Mg}^{2+}$ - Ionen, gelöst. Diese sind für die Bildung von Kesselstein ( $\text{CaCO}_3$  und  $\text{MgCO}_3$ ) verantwortlich. Dies führt dazu, dass viele Haushaltsgeräte verkalken. Um dies zu vermeiden, kann das Wasser „enthärtet“ werden. „Physikalische Enthärtung“ des Wassers mit magnetischen oder elektrischen Feldern ist wirkungslos.

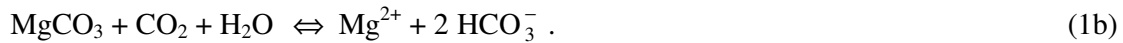
### 1. Kohlensäureverwitterung

Wasser ist ein gutes Lösungsmittel. Deshalb hat Grundwasser einen hohen Mineralstoffgehalt. Wir betrachten als Beispiel die so genannte *Kohlensäureverwitterung* von Kalk. In Wasser, das in Kontakt mit Luft ist, ist stets eine gewisse Menge Kohlendioxid [ $\text{CO}_2$ ] physikalisch gelöst. Etwa 0,7 % des gelösten Kohlendioxids reagiert mit Wasser unter Bildung von Kohlensäure [ $\text{H}_2\text{CO}_3$ ], die in der ersten Stufe in  $\text{H}_3\text{O}^+$ - und  $\text{HCO}_3^-$ -Ionen und in der zweiten Stufe in  $\text{H}_3\text{O}^+$ - und  $\text{CO}_3^{2-}$ -Ionen dissoziiert. Wegen der Hydronium-Ionen [ $\text{H}_3\text{O}^+$ ] reagiert  $\text{CO}_2$ -haltiges Wasser leicht *sauer*.

Trifft  $\text{CO}_2$ -haltige Wasser auf Kalk, darunter verstehen wir eine Mischung von Calciumcarbonat [ $\text{CaCO}_3$ ] und Magnesiumcarbonat [ $\text{MgCO}_3$ ], so wird der Kalk zum Teil in Calcium- bzw. Magnesiumhydrogencarbonat [ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  bzw.  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ] verwandelt. Beide Hydrogencarbonate lösen sich jedoch nahezu vollständig in Wasser und dissoziieren in Calcium- [ $\text{Ca}^{2+}$ ] bzw. Magnesium- [ $\text{Mg}^{2+}$ ] und Hydrogencarbonat-Ionen [ $\text{HCO}_3^-$ ]. Es gilt also letztendlich



bzw.

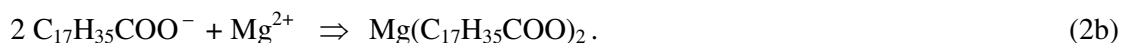
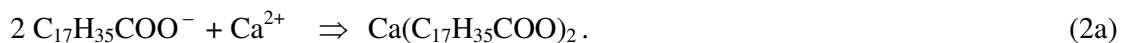


Die Menge an gelösten  $\text{Ca}^{2+}$ - bzw.  $\text{Mg}^{2+}$ - und  $\text{HCO}_3^-$ -Ionen wird bei Mineralwässern meist auf dem Flaschenetikett angegeben (Abb. 1). Je mehr  $\text{Ca}^{2+}$ - und  $\text{Mg}^{2+}$ - Ionen vorhanden sind, desto „härter“ ist das Wasser <sup>1</sup>.

## 2. Warum sollte Wasser enthärtet werden?

Mit zunehmender Temperatur verschiebt sich das Gleichgewicht der Reaktionen (1a) und (1b) nach links. Deshalb scheidet hartes Wasser beim Erhitzen „Kesselstein“ (Mischung von „Kalkstein“ [ $\text{CaCO}_3$ ] und „Magnesiumkalk“ [ $\text{MgCO}_3$ ]) aus. Dieses Phänomen ist uns allen bekannt: Kochtöpfe, Kaffeemaschinen, Warmwasserboiler, Wasserleitungen usw. „verkalten“ im Laufe der Zeit. Dadurch entstehen enorme wirtschaftliche Schäden <sup>2</sup>. Die Bildung von Kesselstein lässt sich vermeiden, wenn das Wasser nicht erwärmt wird. In der Praxis erweist es sich meist als ausreichend, wenn eine Wassertemperatur von 50 bis 60 °C nicht überschritten wird. Da dies nicht immer möglich ist, wird hartes Wasser oftmals „enthärtet“, d.h. dem Wasser werden die  $\text{Ca}^{2+}$ - und  $\text{Mg}^{2+}$ - Ionen entzogen bzw. diese Ionen werden chemisch gebunden.

Mit der Enthärtung des Wassers wird nicht nur die Bildung von Kesselstein verhindert. Beim Waschen braucht man auch weniger Seife (bzw. Shampoo oder Waschmittel). Seife [ $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ ] löst sich in Wasser [ $\text{H}_2\text{O}$ ] in  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}^-$  und  $\text{Na}^+$ . Zusammen mit den  $\text{Ca}^{2+}$ - bzw.  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen bildet sich in Wasser unlösliche „Kalkseife“ [Mischung aus  $\text{Ca}(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})_2$  und  $\text{Mg}(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})_2$ ], d.h. die Seife enthärtet das Wasser:



Kalkseife mindert die Waschwirkung (d.h. man braucht bei hartem Wasser mehr Seife, um den gleichen „Wascherfolg“ zu erzielen). Außerdem setzen sich die Kalkseifen-Kristalle in der Wäsche ab und macht diese grau („Grauschleier“) sowie hart und brüchig.

---

<sup>1</sup> DIN-konform ist als "Härte eines Wassers" dessen Gehalt an Calcium-, Magnesium-, Strontium- und Barium-Ionen zu verstehen, wobei Strontium- bzw. Barium-Ionen im Trinkwasser i.d.R. vernachlässigt werden können [1]. Als Gesamthärte (GH) bezeichnet man die *Stoffmengenkonzentration* an Calcium- und Magnesium-Ionen in mmol/L Probe.

<sup>2</sup> Beispiel: Wenn die Heizstäbe in einer Waschmaschine oder einem Heisswasserboiler verkalken, nimmt der Wärmefluss von den Heizstäben ins Wasser ab. Dadurch steigt die Temperatur der Heizstäbe und die Heizstäbe können „durchbrennen“.

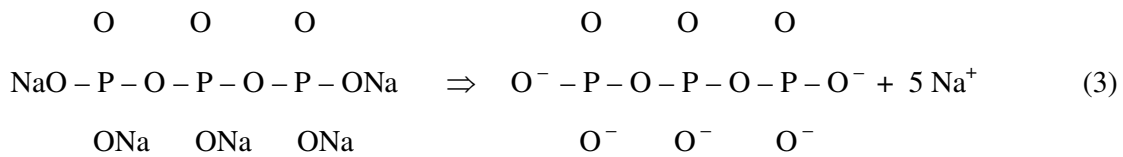
Ein weiterer Nachteil von hartem Wasser ist, dass sich beim Verdunsten hässliche „Kalkflecken“ [ $\text{CaCO}_3$  und  $\text{MgCO}_3$ ] auf Oberflächen (z.B. im Waschbecken, auf Badfliesen oder auf Trinkgläsern) bilden.

### 3. Wasserenthärter

Der Gehalt an  $\text{Ca}^{2+}$ - und  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen lässt sich mit so genannten *Wasserenthärtern* reduzieren. Wasserenthärter sind chemische Substanzen, die die für die Härte verantwortlichen  $\text{Ca}^{2+}$ - und  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen binden. Es gibt im Wesentlichen zwei Prinzipien, die zur Wasserenthärtung angewendet werden.

#### 3.1 Enthärtung über Komplexbildner

Bis in die 70er Jahren des vergangenen Jahrhunderts wurde deutschen Waschmitteln zur Enthärtung des Wassers hauptsächlich *Pentanatriumtriphosphat* (PNT) [ $\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$ ] zugesetzt, das in Wasser in 5-fach negativ geladene Triphosphat-Ionen und 1-fach geladene  $\text{Na}^+$ -Ionen dissoziiert.

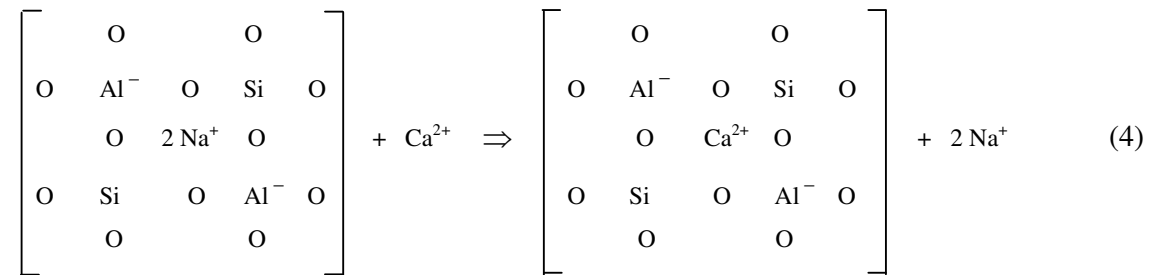


Die negativen Triphosphat-Ionen bilden mit den  $\text{Ca}^{2+}$ -Ionen des harten Wassers so genannte *Komplexe*. Diese Komplexe sind Verbindungen, bei denen ein zentrales  $\text{Ca}^{2+}$ - bzw.  $\text{Mg}^{2+}$ -Ion von mehreren negativen Triphosphat-Ionen, den so genannten *Liganden*, umgeben ist. Auf diese Weise werden die  $\text{Ca}^{2+}$ - bzw.  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen gebunden und es kann sich kein Kesselstein und keine Kalkseife bilden. Pentanatriumtriphosphat ist jedoch sehr umweltschädigend. Es gelangt über das Abwasser in Flüsse und Seen und führt zu einem übermäßigen Algenwachstum (*Eutrophierung*).

#### 3.2 Enthärtung über Ionenaustauscher

Pentanatriumtriphosphat wird zum Enthärten heute in Deutschland nicht mehr verwendet. Es gibt eine ganze Reihe von Ersatzstoffen (z.B. Phosphanat, Polycarboylate, Gluconat, Ethylen-diamintetraacetat (EDTA), Nitrilotriacetat (NTA), Citronensäure). In modernen Waschmitteln werden heute als Enthärter *Zeolithe* eingesetzt. Im so genannten *Zeolith A* sind Silicium-, Aluminium- und Sauerstoffatome miteinander verbunden (Natrium-Aluminium-Silikat). Zeolithe sind Kristalle mit kleinen Hohlräumen (Käfigstruktur), in denen sich  $\text{Na}^+$ -Ionen befinden. Zeolithe haben Sandcharakter und sind in Wasser nicht löslich. Die Wasserenthärtung erfolgt über so genannten *Ionenaustausch*: Die  $\text{Na}^+$ -Ionen verlassen die Hohlräume des Zeoliths und

gehen ins Wasser. Umgekehrt wandern  $\text{Ca}^{2+}$ - und  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen aus dem Wasser und besetzen die Hohlräume des Zeoliths. Letztendlich wird im Wasser jeweils ein  $\text{Ca}^{2+}$ - (bzw.  $\text{Mg}^{2+}$ -Ion) durch zwei  $\text{Na}^+$ -Ionen ersetzt.



Bei Waschmaschinen wird mit dem Waschmittel i.d.R. auch Wasserenthärter zugeführt. Nach der Wäsche gelangt dann der Wasserenthärter (mit den gebundenen  $\text{Ca}^{2+}$ - und  $\text{Mg}^{2+}$ - Ionen) ins Abwasser. Bei Geschirrspülmaschinen geht man i.d.R. anders vor. Auch hier wird, wie bei modernen Waschmitteln, das Prinzip des Ionenaustauschers genutzt. Dieser ist jedoch der Spülmaschine vorgeschaltet, d.h. das Wasser wird bereits beim Einfließen in die Geschirrspülmaschine, noch bevor es in Kontakt mit dem Spülmittel kommt, enthärtet. Der Ionenaustauscher besteht aus einem Kunststoffgeflecht oder einer großen Anzahl von Kunststoff- oder Harzkügelchen. Kommt der Ionenaustauscher in Kontakt mit Wasser, gibt er  $\text{Na}^+$ -Ionen ab und nimmt dafür  $\text{Ca}^{2+}$ - bzw.  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen auf<sup>3</sup>.

Nach längerem Betrieb kann der Ionenaustauscher keine  $\text{Na}^+$ -Ionen mehr ab und keine  $\text{Ca}^{2+}$ - bzw.  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen mehr aufnehmen. Dann muss er regeneriert werden. Zu diesem Zweck wird Kochsalzlösung [ $\text{NaCl}$  in Wasser gelöst] durch den Ionenaustauscher gepumpt. Dann läuft der umgekehrte Prozess ab: Die  $\text{Ca}^{2+}$ - bzw.  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen verlassen den Ionenaustauscher wieder und nehmen neue  $\text{Na}^+$ -Ionen auf.

#### 4. „Physikalische Wasserenthärtung“

In den letzten Jahren wurden in vielen Häusern „Entkalkungsgeräte“ unmittelbar hinter der Wasseruhr eingebaut, die mit Hilfe von magnetischen oder elektrischen Feldern das Wasser enthärten sollen. Diese Geräte kosten in der Anschaffung teilweise mehrere Tausend Euro, von den nachfolgenden Wartungskosten ganz zu schweigen. Angeblich wird bei diesen Geräten bewirkt - so die Hersteller - dass der Kalkstein in Form von feinen „Mikrokristallen“ ausfällt, der wie feinsten Sand mit dem Wasser weggeschwemmt wird und sich nicht an den Rohrwänden absetzt.

<sup>3</sup> Nach diesem Prinzip arbeiten beispielweise auch die im Handel angebotenen Brita®-Filter, mit denen man sich sein Tee- oder Kaffeewasser enthärten kann.

Die Enthärtung mit magnetischen oder elektrischen Feldern kann jedoch weder physikalisch erklärt noch im Versuch nachgewiesen werden. Zu diesem Ergebnis kam die „Stiftung Warentest“, die in den Jahren 1985 und 2000 Tests verschiedener magnetischer und elektronischer Wasserenthärter veröffentlicht hat [2, 3]. Dass manche getesteten Geräte dennoch eine kleine Wirkung zeigten lag daran, dass etliche Hersteller ihre Geräte mit „Vorfiltern“ ausstatten, bei denen es sich in Wahrheit um Ionenaustauscher handelt. Will ein Hausbesitzer seine Wasserleitungen vor Verkalkung schützen, kommt er um den Einbau eines Ionenaustauschers nicht herum.

## 5. Säuren als Entkalkungsmittel

Ist ein Kochtopf, der Tauchsieder oder die Kaffeemaschine <sup>4</sup> einmal verkalkt, kann mit Hilfe einer Säure entkalkt werden (z.B. mit *Kohlensäure* [ $\text{H}_2\text{CO}_3 \Rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ ], siehe Gl. (1a) und (1b)). Für Haushaltsgeräte wird oft *Citronensäure* [ $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ ] oder *Essigsäure* [ $\text{CH}_3\text{COOH}$ ] verwendet, da beide organische Säuren wenig umweltbelastend und nicht toxisch sind. Sanitärreiniger enthalten meist *Natriumhydrogensulfat* [ $\text{NaHSO}_4$ ]. Im Fall der Salzsäure [ $\text{HCl}$  in Wasser gelöst] lautet die Reaktionsgleichung für die Entkalkung



Da Zähne überwiegend auch aus  $\text{CaCO}_3$  bestehen, sollten sie möglichst wenig einer Säure ausgesetzt werden.

## 6. Zusammenfassung

Leitungswasser enthält stets eine gewisse Menge  $\text{Ca}^{2+}$ - und  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen. Je mehr von diesen Ionen vorhanden sind, desto härter ist das Wasser. Beim Erwärmen von hartem Wasser bildet sich Kesselstein. Um dies zu vermeiden, sollte das Wasser, i.d.R. mit einem Ionenaustauscher, enthärtet werden.

## Literatur

- [1] L.A. Hütter OFM: Wasser und Wasseruntersuchung, Salle + Sauerländer, 6. erw. u. überarb. Auflage 1994
- [2] Stiftung Warentest - Heft 8/1985: Kalkkiller ohne Wirkung
- [3] Stiftung Warentest - Heft 1/2000: Ein Schlag ins Wasser

---

<sup>4</sup> Beim Entkalken einer Kaffeemaschine sollte man auf die Anweisungen des Herstellers achten, da manche Säuren deren Dichtungsringe zerstören können.

**Anschrift des Verfassers:**

Prof. Dr. Axel Donges

Fachhochschule und Berufskollegs NTA Prof. Dr. Grübler gGmbH

Seidenstraße 12-35

88316 Isny im Allgäu

Prof. Dr. Axel Donges studierte Physik an der TH Darmstadt, wo er auch promovierte. Seit 19 Jahren unterrichtet er Physik an dem Berufskollegs für Physikalisch-technische Assistenten und an der Fachhochschule der NTA in Isny.

Bildunterschriften:

Abb. 1: Etikett auf einer Mineralwasserflasche

Abb. 2: Kristallstruktur von Zeolith A

(Abbildungen fehlen)