

Einfache Experimente mit Sprudelflaschen

von

Axel Donges

Fachhochschule und Berufskollegs NTA Prof. Dr. Grübler gGmbH

Seidenstraße 12-35

88316 Isny im Allgäu

eMail: AD@fh-isny.de

erschienen in:

Praxis der Naturwissenschaften - Physik in der Schule 6/50 (2001), S. 42-45

Zusammenfassung

Es werden einfache Experimente beschrieben, die im Unterricht oder zu Hause von Schülern mit Sprudelflaschen durchgeführt werden können. Die Experimente führen zu der Erkenntnis, dass sich Gase (hier: CO₂) in Flüssigkeiten (hier: Wasser) lösen. Es lassen sich quantitative Aussagen über die Löslichkeit von CO₂ in Wasser gewinnen (*Henrysches Gesetz*).

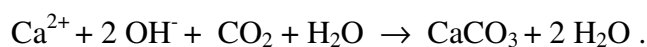
1. Einleitung

Viele Getränke (z.B. Sprudel, Limonade, Bier, Sekt) enthalten gelöstes *Kohlendioxid* (CO₂), das in der Umgangssprache oft ungenau als *Kohlensäure*¹ bezeichnet wird. Im Fall von Bier entsteht das CO₂ beim Gärungsprozess, während zur Herstellung von Sprudel das CO₂-Gas in natürliches Mineralwasser eingepresst und gelöst wird. Die nachfolgend beschriebenen Experimente wurden alle mit *Sprudel* durchgeführt. Sie gestatten, quantitative Aussagen über die Löslichkeit von CO₂ in Wasser zu machen.

2. Vorversuche

2.1 Nachweis des Kohlendioxids

Wird eine Flasche Sprudel geöffnet, so hört man deutlich, wie ein Gas entweicht. Das Gas muss demnach in der ursprünglich geschlossenen Flasche unter Überdruck (Druck in der geschlossenen Flasche > äußerer Luftdruck) gestanden haben. Wird das der Sprudelflasche entweichende Gas in Kalkwasser eingeleitet, so bildet sich ein weißer Niederschlag von Calciumcarbonat (CaCO₃). Damit ist das Gas als Kohlendioxid (CO₂) identifiziert [1]:



¹ CO₂ und H₂O reagieren nur zum geringen Teil zu H₂CO₃ (Kohlensäure). Ihre Moleküle bilden mit weiteren Wassermolekülen Oxoniumionen (H₃O⁺) und zwei verschiedene Säurerestionen: die Hydrogencarbonationen (HCO₃⁻) und die Carbonationen (CO₃²⁻). Sprudel ist schwach sauer, obwohl CO₂ keine Wasserstoffverbindung ist. [1].

2.2 Aufpumpen eines Luftballons

Ein Luftballon wird über den Hals einer gerade geöffneten Sprudelflasche gezogen. Im Laufe der Zeit bläht sich der Ballon auf. Durch Erwärmen und Schütteln des Sprudels läßt sich die Zeit deutlich verkürzen, bis der Ballon vollständig aufgepumpt ist. Das im Ballon aufgefangene Gas ist CO_2 , wie sich wieder durch Einleiten in Kalkwasser zeigen läßt (siehe Abschnitt 2.1)².

2.3 Massenverlust durch Ausgasen

Eine Flasche Sprudel wird in ein Becherglas entleert und die Masse des Sprudels bestimmt. Anschließend wird der Sprudel kräftig gerührt, bis nach etwa ein bis zwei Minuten die Gasbildung deutlich nachläßt. Wird nun die Masse des Sprudels erneut gemessen, so läßt sich ein Massenverlust nachweisen³.

2.4 Kohlendioxid ist schwerer als Luft

Die molaren Massen von CO_2 , N_2 und O_2 betragen 44, 28 bzw. 32 g/mol. CO_2 ist damit schwerer als Luft. In einer aufrecht stehenden, geöffneten Sprudelflasche befindet sich daher über dem Flüssigkeitsspiegel innerhalb der Flasche keine Luft, sondern CO_2 . Daher erlöscht – im Gegensatz zu einer leeren Flasche – ein brennendes Streichholz, das etwa zur Hälfte in den Hals der geöffneten Flasche eingeführt wird. Aus dem gleichen Grund besteht in einem Futtersilo oder in einem Gärkeller Erstickungs- und damit Lebensgefahr.

3. Druckmessungen

Die nachfolgend beschriebenen Druckmessungen wurden mit einem Manometer, wie man es in Sanitär- und Baumärkten für ca. 10 DM kaufen kann, durchgeführt. Das Manometer wurde an einem zuvor durchbohrten Drehverschluss luftdicht befestigt. Mit dem so modifizierten Drehverschluss können nacheinander verschiedene Sprudelflaschen verschlossen und so die jeweilige Überdrucke⁴ gemessen werden (siehe Bild 1).



Bild 1: Verschlossenen Sprudelflasche mit angeflanschem Manometer.

3.1 Zeitliche Entwicklung des Druckaufbaus

² Beispiel: Bei einer 0,7-Liter-Flasche und einem Sprudel mit einer CO_2 -Konzentration von 7 g/l erreicht der (von mir verwendete) Ballon nach einigen Minuten und kräftigem Schütteln einen Durchmesser von ca. 12,5 cm, was einem Volumen von 1 Liter entspricht.

³ Beispiel: Bei 0,7 l Sprudel mit einer CO_2 -Konzentration vom 7 g/l nahm die Masse um 1,8 g ab, was bei Zimmertemperatur und Normaldruck ein freigesetztes Gasvolumen von 1,0 l bedeutet. Da zu Beginn insgesamt 4,9 g CO_2 im Sprudel waren, sind erst 37 % des ursprünglichen Kohlendioxids durch das Rühren aus dem Sprudel getrieben worden. Deshalb beginnt der Sprudel auch wieder zu perlen, wenn er erwärmt wird.

⁴ Da das Manometer die Druckdifferenz zum äußeren Luftdruck anzeigt, berechnet sich der Druck in der Flasche durch Addition von 1 bar zum gemessenen Überdruck (Druck = gemessener Überdruck + 1 bar).

Um den Druck in einer Sprudelflasche zu messen, muss die Flasche zunächst geöffnet werden. Wird die Flasche anschließend wieder mit dem modifizierten Drehverschluss verschlossen, so beobachtet man, wie sich langsam der Druck in der Flasche erhöht und schließlich ein konstanter Sättigungswert erreicht wird. Abbildung 2 zeigt das Ergebnis einer Messung, die mit Sprudel mit einem CO₂-Gehalt von 7,0 g/l bei einer Temperatur von 18 °C durchgeführt wurde. In dem betrachteten Beispiel baute sich innerhalb von 25 Tagen ein Überdruck von 2,8 bar auf.

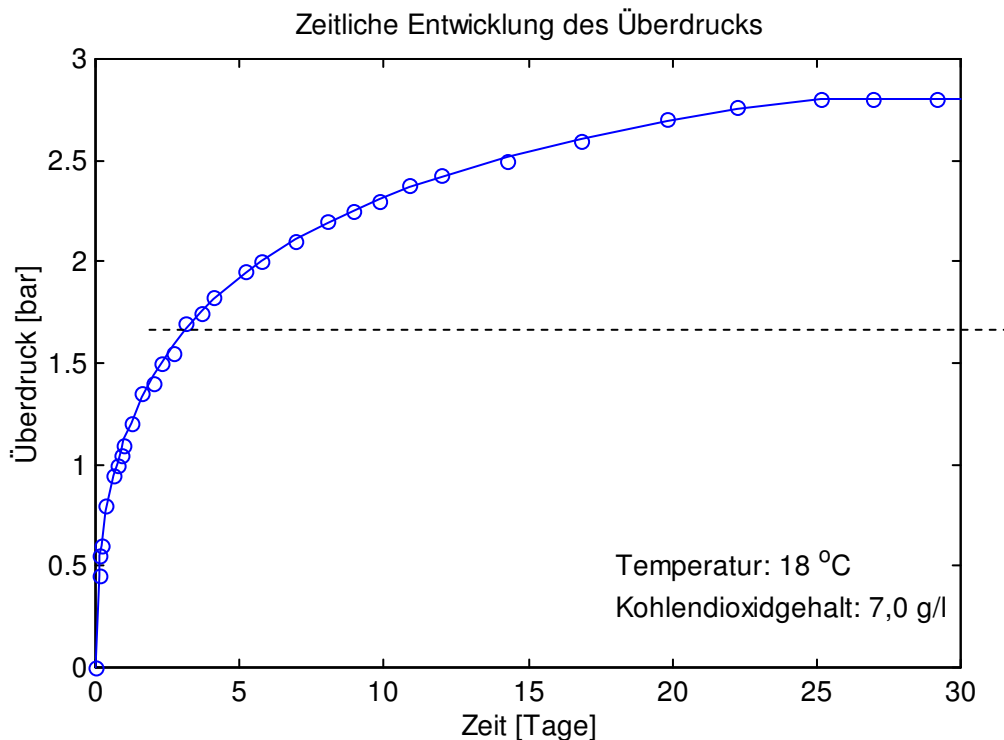


Bild 2: Zeitliche Entwicklung des Überdrucks in einer zuvor geöffneten Sprudelflasche. Die Flasche wurde bei $t = 0$ wieder verschlossen. Die Temperatur des Sprudels betrug $(18 \pm 0,5)$ °C, die CO₂-Konzentration des Sprudels 7,0 g pro Liter.

3.2 Schütteln der Flasche nach Erreichen des Sättigungsdruckes

Wird die Flasche, *nachdem* sich der Sättigungsüberdruck eingestellt hat, kräftig geschüttelt, so hat dies *keinen* Einfluss auf den Druck. Für Schüler ist dieses Ergebnis meist überraschend, widerspricht es doch der landläufigen, aber falschen Meinung, dass sich der Druck in einer *noch ungeöffneten* Sekt- oder Sprudelflasche durch Schütteln erhöhen ließe.

3.3 Schütteln der Flasche vor Erreichen des Sättigungsdruckes

Wird eine Sprudelflasche geöffnet, wieder verschlossen und geschüttelt *bevor* der Sättigungswert des Überdrucks erreicht ist, so stellt sich *unmittelbar* der gleiche Sättigungsüberdruck wie in Abschnitt 3.1 ein. Den durch das Schütteln hervorgerufene schnelle Druckanstieg können Schüler spüren, wenn sie mit dem Daumen eine zuvor geöffnete Sprudelflasche verschließen und dann schütteln⁵.

3.4 Temperaturabhängigkeit des Sättigungsdruckes

⁵ Das Schütteln der Sektflasche sorgt auch bei Formel-1-Siegerehrungen für den zum Verspritzen des Sekts notwendigen schnellen Druckaufbau.

Wird das Experiment 3.3 bei verschiedenen Temperaturen durchgeführt, so erkennt man, dass der Druck mit zunehmender Temperatur ansteigt⁶. Abbildung 3 zeigt den Sättigungsdruck für einen Sprudel mit einer CO₂-Konzentration von 3,6 g pro Liter bei verschiedenen Temperaturen. Dabei wurde berücksichtigt, dass der CO₂-Druck in der Flasche gleich dem um 1 bar erhöhten Überdruck ist⁷. Realisiert wurden die verschiedenen Temperaturen, indem die Sprudelflasche jeweils hinreichend lang in ein Wärmebad konstanter Temperatur (z.B. Kühlschrank, Kellerraum, Wohnzimmer, Badewanne) gebracht wurden. Aus Sicherheitsgründen (Explosionsgefahr) sollten die Temperaturen nicht zu hoch gewählt werden.

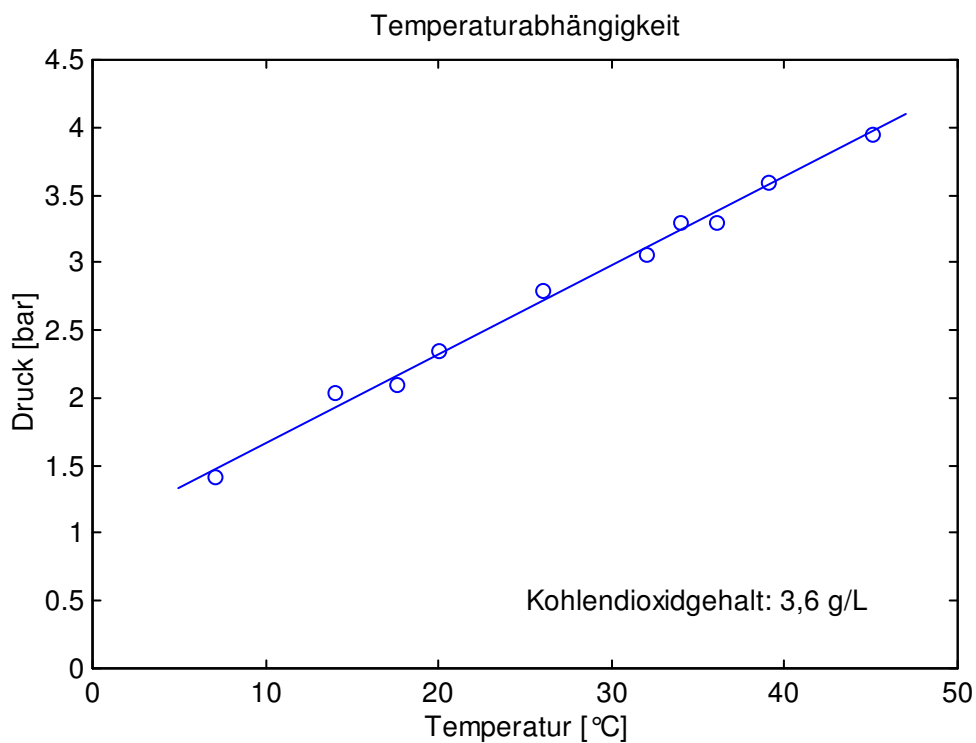


Bild 3: Druck in einer Sprudelflasche in Abhängigkeit der Temperatur. Die CO₂-Konzentration betrug 3,6 g pro Liter.

3.5 Konzentrationsabhängigkeit des Sättigungsdrucks

Die meisten Abfüller geben auf dem Flaschenetikett die CO₂-Konzentration im Sprudel an. Wird daher der Versuch 3.3 mit verschiedenen Sprudelsorten bei jeweils gleicher Temperatur durchgeführt, so lässt sich die Abhängigkeit des Sättigungsdrucks von der CO₂-Konzentration bestimmen. Abbildung 4 zeigt Messergebnisse für eine Temperatur von 20 °C.

4. Schlussfolgerungen

Aus den in den Abschnitten 2 und 3 vorgestellten Experimente lassen sich die folgende Schlussfolgerungen ziehen:

⁶ Eine Sprudelflasche mit Manometer kann damit (nach entsprechender Umkalibrierung) als originelles Thermometers fürs heimische Wohnzimmer genutzt werden.

⁷ Nach dem Öffnen der Flasche befindet sich über dem Flüssigkeitsspiegel praktisch nur CO₂-Gas mit einem Druck von 1 bar, siehe Abschnitt 2.4

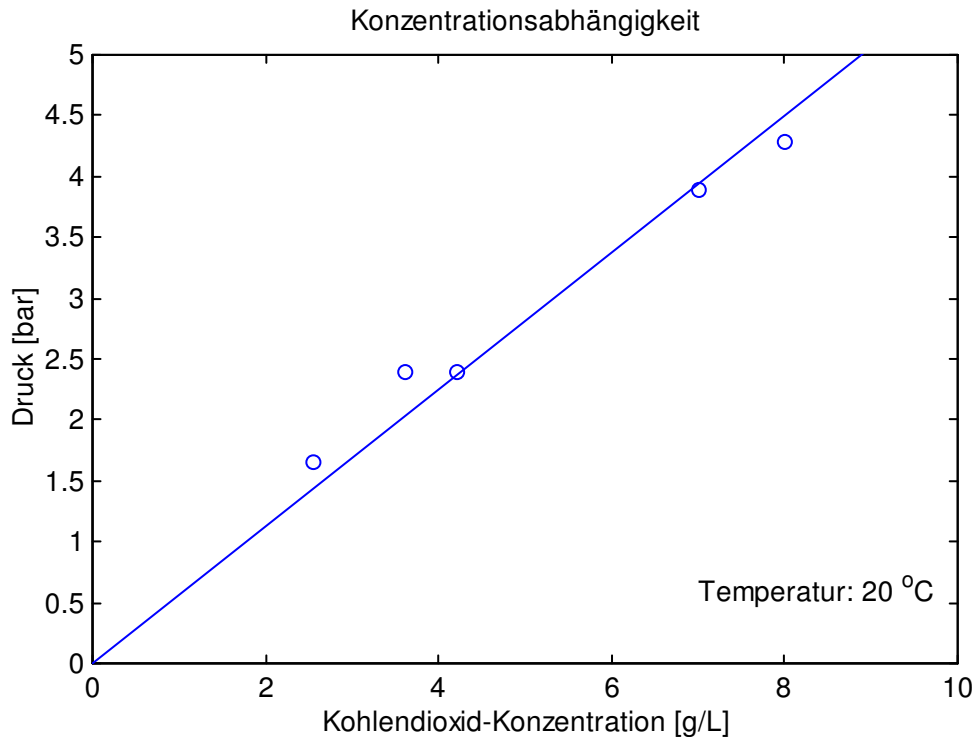


Bild 4: Druck in Sprudelflaschen bei verschiedenen CO₂-Konzentrationen im Sprudel bei einer Temperatur von 20 °C.

- Gase sind in Flüssigkeiten teilweise lösbar. Sprudel ist Wasser, in dem gasförmiges Kohlendioxid gelöst ist.
- Der Sättigungsdruck des Kohlendioxids in der Gasphase steigt mit zunehmender Temperatur deutlich an. Demnach muß mit zunehmender Temperatur im Sprudel gebundenes CO₂ in die Gasphase übertreten, d.h. die Löslichkeit von CO₂ in Wasser nimmt – im Gegensatz zur Löslichkeit von Feststoffen in Flüssigkeiten – mit steigender Temperatur ab.
- Der Sättigungsdruck von CO₂ in der Gasphase p_{CO_2} steigt linear mit zunehmender CO₂-Konzentration im Sprudel c_{CO_2} an:

$$p_{\text{CO}_2} = K(T) c_{\text{CO}_2} \quad (1)$$

- Die Ursprungsgerade (1) wird als *Henry'sches Gesetz*⁸ [2-4] bezeichnet. $K(T)$ ist die stoff- und temperaturabhängige *Henry'sche Konstante*. Aus den in Abb. 4 dargestellten Messwerten ergibt sich für eine Temperatur von 20 °C ein Wert von $K(20 \text{ °C}) = 0,56 \frac{\text{bar l}}{\text{g}} \pm 5\%$.

Der entsprechende Literaturwert beträgt $0,58 \frac{\text{bar l}}{\text{g}}$ [5].

- Die für verschiedene Temperaturen für Sprudel bestimmten Werte von $K(T)$ sind in Abbildung 5 dargestellt. In die Grafik flossen die Messwerte aus den Abbildungen 3 und 4 ein. Außerdem wurden zusätzliche Messungen mit Sprudel mit einer CO₂-Konzentration vom

⁸ Für geringe bzw. mäßige Drücke ($p \leq 5$ bar) und wenn das Gase keine chemische Reaktion mit der Flüssigkeit eingeht ist der Partialdruck des Gases in der Gasphase dem *Stoffmengenanteil* des physikalisch gelösten Gases [hier: Stoffmenge (CO₂) / (Stoffmenge(H₂O)+Stoffmenge(CO₂))] proportional [4]. Dementsprechend hat die Henry'sche Konstante die Einheit Pa⁻¹. Bei geringen Stoffmengenanteilen ist der Stoffmengenanteil proportional zur hier verwendeten CO₂-Konzentration.

7,0 g/l durchgeführt. In dem untersuchten Parameterbereich kann die Henrysche Konstante durch eine Gerade beschrieben werden:

$$K(T) = 18,0 \cdot 10^{-3} \frac{\text{bar l}}{\text{g K}} \cdot T - 4,64 \frac{\text{bar l}}{\text{g}} \quad (2)$$

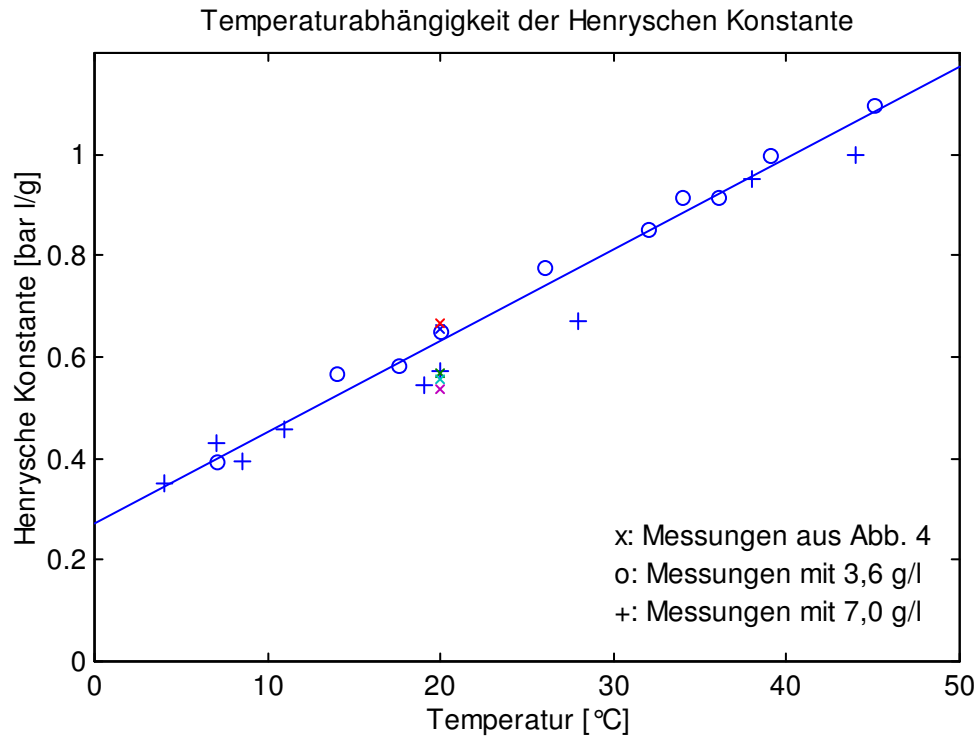


Bild 5: Grafische Darstellung der Henryschen Konstanten in Abhängigkeit von der Temperatur. In die Grafik fließen die Messwerte aus den Abbildungen 3 und 4 sowie weitere Messungen mit Sprudel mit einer CO_2 -Konzentration von 7,0 g/l ein.

In Tabelle I sind nach Gleichung (2) berechnete Werte und Literaturwerte [5] der Henryschen Konstante für verschiedene Temperaturen zusammengestellt. Die nach Gleichung (2) berechneten Werte sind durchschnittlich um 7 % zu groß.

Temperatur [°C]	10	20	30	40
Berechneter Wert von $K(T)$ nach Gl. (2) [bar l / g]	0,45	0,63	0,81	1,00
Literaturwert (nach [5]) von $K(T)$ [bar l / g]	0,42	0,58	0,76	0,95
relative Abweichung	7 %	9 %	7 %	5 %

Tabelle I: Nach Gleichung (2) berechnete Werte und Literaturwerte [5] der Henryschen Konstante für verschiedene Temperaturen

5. Übersättigte Lösung

Bei einer ungeöffneten, nicht geschüttelten Sprudelflasche sind keine Gasblasen zu erkennen. Das in der Flüssigkeit gelöste CO_2 und das CO_2 in der Gasphase befinden sich in einem dynamischen Gleichgewicht: Pro Zeiteinheit gehen genau so vielen CO_2 -Moleküle von der flüssigen in die gasförmige Phase wie umgekehrt CO_2 -Moleküle von der gasförmigen in die flüssige Phase wechseln.

Wird die Flasche geöffnet, sinkt der Partialdruck des Kohlendioxids in der Gasphase auf etwa 1 bar ab (siehe Abschnitt 2.4) und das Gleichgewicht ist gestört. Die Wasser-CO₂-Lösung ist nun übersättigt, weshalb CO₂ ausgast. Die für „kohlenstoffhaltigen“ Getränke typischen CO₂-Gasblasen beginnen im Sprudel aufzusteigen^{9,10}. Dies geschieht so lange, bis im Sprudel kein Kohlendioxid mehr gelöst ist bzw. bis sich über dem Flüssigkeitsspiegel wieder der der neuen CO₂-Konzentration entsprechende Sättigungspartialdruck aufgebaut hat.

Das Sprudeln von CO₂-haltigen Getränken läßt sich durch Rühren oder Schütteln verstärken. Deshalb schäumt eine kurz vor dem Öffnen geschüttelte Sprudelflasche beim Öffnen über. Ursache für das heftige Überschäumen sind die kleinen CO₂-Gasblasen, die sich beim Schütteln im Sprudel kurzfristig bilden¹¹. Wird die Flasche geöffnet, expandieren die unter dem Sättigungsdruck stehenden Gasblasen heftig. Außerdem wird durch die Blasenbildung die Grenzfläche zwischen der flüssigen und gasförmigen Phase vergrößert, was das Einstellen des dynamischen Gleichgewicht beschleunigt. Beide Effekte tragen zum Aufschäumen des geschüttelten Sprudels beim Öffnen bei.

Danksagung: Ich danke meinem Schwiegervater Hans Hable für die Unterstützung bei den Experimenten und den Herren Prof. Dr. Hans Höchstetter und cand. ing. Mario Pilz für hilfreiche Diskussionen.

⁹ Dass eine gesättigte Lösung durch Druckverminderung in eine übersättigt Lösung übergeht und ausgast, spielt beim Tauchen eine wichtige Rolle. Wegen des erhöhten Drucks unter Wasser werden vermehrt Gase im Blut und Gewebe gebunden. Während der Sauerstoff verbraucht wird, steigt der Stickstoffgehalt vor allem im Fettgewebe an. Bei rascher Druckentlastung (zu schnelles Auftauchen) gast der Stickstoff aus (Druckluftkrankheit). Wird beim Tauchen ein Sauerstoff-Helium-Gemisch verwendet, läßt sich wegen des fehlenden Stickstoffs die Druckluftkrankheit vermeiden.

¹⁰ In [6] ist zu lesen: „Als der Tunnelbau unter der Themse in London seiner Vollendung entgegenging, nahmen die örtlichen Politiker den Durchstich zum Anlass, dort unten eine kleine Feier abzuhalten. Doch der Sekt, den sie mitgenommen hatten, schmeckte schal und war ohne Leben. Sobald sie jedoch zur Erdoberfläche zurückgekehrt waren, „gurgelte der Wein in ihren Bäuchen, dehnte ihre Jacken und schäumte aus ihren Ohren. Einer der Honoratioren musste schnell in die Tiefe zurückgebracht werden, um den Sekt wieder zu beruhigen,“ berichtete ein Zeitgenosse.“ Erklären läßt sich dies mit der Tatsache, dass der Luftdruck im Tunnel größer als an der Erdoberfläche war.

¹¹ Die Gasblasen mit dem Radius r steigen im Laufe der Zeit nach oben. Die Steiggeschwindigkeit v läßt sich abschätzen, wenn die Auftriebskraft der *Stokes*schen Reibungskraft [7] gleichgesetzt wird:

$$6\pi\eta rv = \frac{4}{3}\pi r^3 \rho g \quad (3)$$

(η : Viskosität des Sprudels, ρ : Massendichte des Sprudels, g : Erdbeschleunigung). Hierbei wurde die Gewichtskraft der Gasblase vernachlässigt. Die Zeit, bis die Gasblase die Füllhöhe h durchlaufen hat, berechnet sich zu:

$$\tau = \frac{h}{v} = \frac{9\eta h}{2\rho g r^2} \quad (4)$$

Je kleiner der Radius der Gasblase ist, desto länger wird die Aufstiegszeit. Für eine Gasblase mit einem angenommenen Radius von $r = 50 \mu\text{m}$ und bei einer Füllhöhe von 23 cm berechnet sich für Wasser bei 20 °C ($\rho = 1000 \text{ kg/m}^3$, $\eta = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ Pas}$) die Zeit τ zu 42 s. Gasblasen mit kleinerem Radius brauchen noch länger.

Literaturverzeichnis

- [1] W. Eisner et. al.: Elemente Chemie I, Unterrichtswerk für Gymnasien. Stuttgart: Ernst Klett Verlag, S. 213
- [2] R. Szargan: Physikalische Chemie, Grundkurs. Berlin: VEB Deutscher Verlag der Wissenschaften (1988), S. 98
- [3] R.C. Weast, M.J. Astle (Herg.): CRC Handbook of Chemistry and Physics (62. Ausgabe). Boca Raton: CRC Press (1981), S. F-98
- [4] Römpp: Chemie Lexikon. Stuttgart: Georg Thieme Verlag (1990), 9. Ausg., S. 1772
- [5] R. Kaltofen u.a.: Tabellenbuch Chemie. Leipzig: VEB Deutscher Verlag der Wissenschaften (1986), S.166
- [6] J. Walker: Der fliegende Physikzirkus. Fragen und Antworten. München: R. Oldenbourg (1983), S. 61
- [7] Dobrinski, Krakau, Vogel: Physik für Ingenieure. Stuttgart: Teubner (1984), S. 122