

# Allgemeine Chemie - ein Leselehrbuch

Bearbeitet von  
Georg Schwedt

1. Auflage 2017. Buch. 216 S. Softcover

ISBN 978 3 662 54243 9

Format (B x L): 15,6 x 23,6 cm

Gewicht: 342 g

[Weitere Fachgebiete > Chemie, Biowissenschaften, Agrarwissenschaften > Chemie  
Allgemein](#)

Zu [Inhaltsverzeichnis](#)

schnell und portofrei erhältlich bei

The logo for beck-shop.de features the text 'beck-shop.de' in a bold, red, sans-serif font. Above the 'i' in 'shop' are three red dots of varying sizes, arranged in a slight arc. Below the main text, the words 'DIE FACHBUCHHANDLUNG' are written in a smaller, red, all-caps, sans-serif font.

**beck-shop.de**  
DIE FACHBUCHHANDLUNG

Die Online-Fachbuchhandlung [beck-shop.de](http://beck-shop.de) ist spezialisiert auf Fachbücher, insbesondere Recht, Steuern und Wirtschaft. Im Sortiment finden Sie alle Medien (Bücher, Zeitschriften, CDs, eBooks, etc.) aller Verlage. Ergänzt wird das Programm durch Services wie Neuerscheinungsdienst oder Zusammenstellungen von Büchern zu Sonderpreisen. Der Shop führt mehr als 8 Millionen Produkte.

---

## 2.1 Vom Mineralwasser zum chemischen Gleichgewicht, zu den Säure-Base-Theorien und zur Ionenlehre

Am *Anfang war der Wasserstoff*, d. h., mit der Entstehung des leichtesten aller chemischen Elemente begann die Entwicklung von Materie nach dem Urknall. Und mit der Entdeckung des Sauerstoffs entwickelte sich die Chemie zu einer exakten, messenden Wissenschaft, mit der Waage und den Volumenmessgeräten als wichtigsten Instrumenten.

Und daher möchte ich auch mit dem Produkt aus beiden Gasen, dem Wasser, beginnen, das sich zum Vergnügen aller Schüler mit einer kleinen Explosion erzeugen lässt. Noch wichtiger war jedoch, dass man im letzten Drittel des 19. Jahrhunderts Wasser mit Hilfe des elektrischen Stromes in die beiden Gase – im Volumenverhältnis 2 : 1 – zerlegen konnte und daraus die Formel H<sub>2</sub>O ableitete. Mit Hilfe eines Funkens (zur Zündung) ließ sich schon damals aus beiden Gasen wieder Wasser erzeugen – Analyse und Synthese bestätigten somit das Ergebnis der Formel.

Ich gehe nun auch davon aus, dass Ihnen die Formel CO<sub>2</sub> für Kohlendioxid bekannt ist, da sie ständig im Hinblick auf die globale Erderwärmung gebraucht wird.

Ein anschauliches und zugleich in die Welt der *Gleichungen* und *Ionenlehre* einführendes Experiment beginnt daher auch mit einem „Kohlensäure“-haltigen Mineralwasser – einem Produkt, das nicht nur jeder kennt (und trinkt, vielleicht sogar genießt), sondern das immer wieder in die Presse gelangt, entweder infolge von Verunreinigungen, in Vergleichen der Mineralstoffgehalte oder auf den Wirtschaftsseiten der Zeitungen durch ihre Umsatzzahlen in heißen Sommern.

---

### Experiment

Als *Indikator* für unser Experiment verwenden wir einen Rotkohlsaft bzw. wässrigen Auszug von Rotkohlblättern (als Extrakt). Bekannt ist, dass er sich nach

dem Zusatz von Essig(-Säure) rot färbt, in den Blättern selbst eher blaviolett und nach einer Prise Natron (Natriumhydrogencarbonat) blau erscheint.

Die Naturstoffe in ihm, die diese Farbänderungen verursachen, werden *Anthocyane* (griech. „anthos“ = Blüte, Blume; „kyaneos“ = dunkelblau) genannt. Sie gehören zu den weit verbreiteten Naturfarbstoffen – zu finden u. a. in fast allen rot oder blau gefärbten Früchten und in zahlreichen Blüten. Der *Veilchensaft* (Extrakt aus den Blüten) war einer der ersten *Säure-Base-Indikatoren*. Bei Anwesenheit einer Säure wie Essig-, Citronen- oder Weinsäure tritt eine rote bis rotviolette Farbe auf. In *neutraler Lösung*, wie sie annähernd durch den Zusatz von Natron erreicht wird, schlägt sie nach Blau um – und in einer alkalischen (basischen) Lösung (wie einer Seifenlauge oder Natriumcarbonat-haltiger Lösung wie die eines Waschmittels) ändern die Anthocyane nochmals ihre Farbe nach Grün, um schließlich in einer stärker basischen Lösung wie einer Natronlauge eine gelbgrüne bis gelbe Farbe aufzuweisen.

### Historischer Exkurs

Der englische Naturforscher Robert Boyle (1627–1692) veröffentlichte bereits über ein Jahrhundert vor der Entdeckung des Sauerstoffs und dem eigentlichen Beginn der Chemie als Wissenschaft vor allem durch die Experimente des Franzosen Antoine de Lavoisier ([Kap. 3](#)), sein Buch *The Sceptical Chymist* (1661), in dem er die Forderung nach der Anwendung gründlicher experimenteller Methoden als Voraussetzung zur Entwicklung von Theorien stellte. Die Erforschung der Eigenschaften von Stoffen stand im Mittelpunkt seiner wissenschaftlichen Arbeiten, die zugleich eine wesentliche Entwicklung in der analytischen Chemie einleiteten. Und er verwendete u. a. auch Veilchenblütenextrakte als Indikatoren für Säuren und Basen. Mit seinem Namen verbunden ist auch das *Boyle-Mariotte-Gesetz* (Gasgesetz), das im Prinzip noch heute gültig ist.

### Experiment

Unserem Kohlensäure-haltigem Mineralwasser fügen wir ein wenig von diesem Rotkohlextrakt (mit gleicher Wirkung wie ein Veilchenextrakt) hinzu. Das Mineralwasser wird sich rotviolett färben, als Zeichen für die Anwesenheit einer Säure. Erwärmen wir nun das Mineralwasser, so steigen Gasblasen schon vor dem Sieden des Wassers auf und die Farbe wird sich nach Blau ändern. Kochen wird danach das Wasser noch für einige Minuten, so wird sogar eine grüne Farbe erkennbar.

Was ist bei diesem einfachen Vorgang passiert?

Mit diesem Experiment würde ich auch Jugendliche neugierig zu machen und für Chemie zu interessieren versuchen.

Zunächst wird deutlich, dass das Kohlendioxid, dessen Formel  $\text{CO}_2$  heute wohl jeder kennt, im Wasser gelöst eben die *Kohlensäure* bildet, also den sauren Charakter und damit die Farbe des Indikators – hier Rotviolett – hervorruft.

Schon an dieser Stelle möchte ich in die *Ionenlehre* einführen – auch hier mit einem historischen Hintergrund.

Bis zu Beginn des 20. Jahrhunderts wurden die Inhaltsstoffe in Mineralwässern, die im 19. Jahrhundert eine große wirtschaftliche Bedeutung erlangt hatten, in Form von Verbindungen, also in Substanzen wie  $\text{NaCl}$  für Natriumchlorid oder  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  für Calciumhydrogencarbonat (in einer „Salztabelle“) angegeben, obwohl man analytisch getrennt das Chlorid oder das Calcium durch Wägung von beispielsweise Silberchlorid bzw. Calciumcarbonat ermittelt hatte.

Schauen wir uns gemeinsam die Angaben auf dem Etikett einer Mineralwasserflasche an, so finden wir zum Beispiel folgende Aufstellung – als Auszug aus einer umfassenden Analyse, oft vom Institut Fresenius (dazu s. weiter unten), in mg/Liter:

Hydrogencarbonat ( $\text{HCO}_3^-$ ) 2304, Calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ) 229, Magnesium ( $\text{Mg}^{2+}$ ) 132, Natrium ( $\text{Na}^+$ ) 489, Kalium ( $\text{K}^+$ ) 13, Chlorid ( $\text{Cl}^-$ ) 40, Sulfat ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) 38.

Bis zum Erscheinen des ersten Deutschen Bäderbuches 1907 wurden diese wichtigsten Gehalte an Mineralstoffen auch wie folgt als Verbindungen (Substanzen) aufgeführt:

Natriumchlorid ( $\text{NaCl}$ ) 249, Kaliumchlorid ( $\text{KCl}$ ) 25, Natriumsulfat ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) 105, Natriumhydrogencarbonat ( $\text{NaHCO}_3$ ) 1301, Calciumhydrogencarbonat [ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ] 925, Magnesiumhydrogencarbonat [ $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ] 793 – ebenfalls in mg/Liter.

Die beiden Darstellungen führen uns an diesem praktischen Beispiel sowohl in die Geschichte als auch in ein wichtiges, zum Allgemeinwissen zu rechnendes Gebiet der Chemie.

Zunächst zur Geschichte und damit zur Erklärung, wie man zu den Ergebnissen in Form chemischer Verbindungen gekommen ist.

Die Methodik für eine zuverlässige Analytik der Mineralwässer hat der Gründer des noch heute bekannten Instituts Fresenius, Carl Remigius Fresenius (1818–1897), entwickelt. Fresenius eröffnete nach der Promotion und Habilitation bei Justus Liebig in Gießen 1848 in Wiesbaden sein Privatlaboratorium in der Kapellenstraße unweit des *Kochbrunnens*. Ein noch dort vorhandenes Gebäude dieses Laboratoriums erhielt 2013 von der Gesellschaft Deutscher Chemiker der Erinnerungstafel als *Historische Stätte der Chemie*. Ab 1850 publizierte Fresenius die Ergebnisse seiner „Chemischen Untersuchungen der wichtigsten Mineralwässer des Herzogthums Nassau“. Er entwickelte eine umfassende und wegweisende Methodik – von der Abfülltechnik, der persönlich durchgeführten Probennahme, den Analysen vor Ort am Brunnen und im Laboratorium bis zur kritischen Interpretation der Ergebnisse. Seinen Namen – als *Institut Fresenius* – finden Sie noch heute auf den Mineralwasserflaschen zahlreicher Unternehmen an der Stelle der Analyseergebnisse, die ich oben an einem Beispiel vorgestellt habe. Insgesamt berichtete Fresenius über die Quellen in über 80 Orten, nicht nur im Taunus, in der Eifel und am Rhein, sondern sogar in Schlesien (Warmbrunn), Berlin und Bad Tölz.

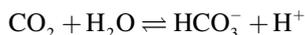
In seiner ersten Abhandlung begründete er auch die Notwendigkeit exakter Analysen bzw. die „genaue Kenntniß der chemischen Beschaffenheit eines Mineralwassers“ – erstens für den *Arzt*, um die Ursachen der Heilkräfte und die richtige Anwendung von Heilwässern beurteilen zu können, zweitens für den *Geologen*, um ihm Anhaltspunkte auch für die Entstehung des Mineralwassers bzw. dessen Herkunft zu geben, und drittens für den *Eigentümer der Quelle*, um ihm über den „wahren Wert seines Besitzthums“ zu informieren.

Auch heute spielen diese Argumente – und noch mehr die Auflagen durch die Gesetzgebung – eine wichtige Rolle im Hinblick auf die durchzuführenden Analysen.

Die Söhne, Enkel und Urenkel von Fresenius haben sein Werk bis in das 21. Jahrhundert fortgesetzt.

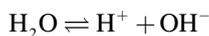
Zurück zum Experiment:

Das Kohlenstoffdioxid, im Wasser gelöst, führt zu folgendem Gleichgewicht:



Damit sind wir auch schon bis zur Definition einer Säure gelangt.

Der bereits genannte Robert Boyle definierte Säuren phänomenologisch exakt als Stoffe, durch welche Kreide (Calciumcarbonat) aufbraust (weil daraus Kohlendioxid als Gas freigesetzt wird, wobei dadurch die „Kohlensäure“ bzw. das Kohlendioxid als Säure zunächst ausgeschlossen war) und insbesondere gewisse Pflanzenfarbstoffe, wie hier der Rotkohlextrakt, gerötet werden. Durch den Gegenspieler der Säure, die Base (oder Lauge) wird diese Eigenschaft wieder (durch Neutralisation) aufgehoben. Und die Basen wiederum färben die Pflanzenfarbstoffe in einer anderen Farbe als die Säuren. Boyle beobachtete auch (1671), dass bei der Einwirkung von Säuren auf Eisennägel ebenfalls die Entstehung eines Gases, das erst später als Wasserstoff und als ein chemisches Element erkannt wurde. Auch dieses Phänomen ist auf die charakteristische Eigenschaft einer Säure zurückzuführen, nämlich den Wasserstoff als ein Ion zu bilden. Aber erst der Schwede Svante August Arrhenius (1859–1929) entwickelte die *Ionentheorie*, welche im Hinblick auf Säuren besagt, dass Stoffe, die in Wasser positiv geladene Wasserstoff-Ionen bilden, als Säuren mit den beschriebenen grundlegenden Eigenschaften zu bezeichnen sind. Der deutsche Chemiker Wilhelm Ostwald (1853–1932) sorgte dafür, dass die Theorie des erst 23 Jahre alten Arrhenius nach Messungen in Stockholm (1882) Ende des 19. Jahrhunderts auch allgemein anerkannt wurde. Nach dieser Theorie wurde das Wasserstoff-Ion als Träger der sauren Eigenschaften bezeichnet – das Gegenion als Träger basischer Eigenschaft entsteht bereits bei der Spaltung (Dissoziation des Wassers):



Da hier aber gleich große Konzentrationen an beiden Ionenarten entstehen, reagiert reines Wasser neutral. Die Konzentration der Ionen ist außerordentlich gering – nur  $10^{-7}$  g an Wasserstoff-Ionen im Liter Wasser ( $17 \cdot 10^{-7}$  g OH<sup>-</sup>-Ionen, *Hydroxid-Ionen* genannt). Das sind 0,1 (bzw. 1,7) Mikrogramm (oder 0,1 bzw. 1,7 ppb [parts

per billion; „billion“ amerikan.; dtsh. Milliarde] auf ein kg = 1 Liter Wasser bezogen). Daher verwenden wir den negativen dekadischen Logarithmus und geben ihn als den bekannten **pH 7** an. Noch etwas genauer beschrieben, müssten wir das Wasserstoff-Ion hydratisiert, das heißt an ein Molekül Wasser gebunden, als  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ion, *Oxonium-Ion* genannt, angeben.

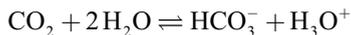
Fassen wir das, was zur *chemischen Bildung* über *Säuren und Basen* gehört, zusammen:

1. Das *Wasserstoff-Ion* (hydratisiert als *Oxonium-Ion*) ist der Träger der sauren Eigenschaften eines Stoffes – der *Säure*.
2. Das *Hydroxid-Ion* ist der Träger der basischen Eigenschaften eines Stoffes – der *Base*.

Eine Weiterführung der *Säure-Base-Theorie* (ab der 1920er-Jahre) stammt von dem dänischen Chemiker Johannes Nikolaus Brønsted (1879–1947). Er verallgemeinerte die **Definitionen** wie folgt:

1. *Säuren* sind *Protonen-(Wasserstoff-Ionen-)Donatoren* – sie geben bzw. bilden in Wasser ein Wasserstoff-Ion. Als *Acidität* bezeichnet man die Säurestärke, die umso größer ist, je weiter das Gleichgewicht auf der rechten Seite (der Oxonium-Ionen) liegt.
2. *Basen* sind *Protonen-Akzeptoren* (aus dem Wasser), wodurch ein *Hydroxid-Ion* entsteht. Als *Basizität* bezeichnet man die Fähigkeit eines Stoffes, aus seiner Umgebung (in der Regel aus dem Wasser) Protonen aufzunehmen.

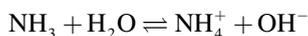
Als Gleichung geschrieben für die „Kohlensäure“ gilt:



Das Kohlendioxid liefert in Wasser ein Proton, ist also ein *Protonen-Donator*. Schaut man sich die Gleichung von rechts nicht links an, so ist das im Gleichgewicht entstandene *Hydrogencarbonat-Ion* ein *Protonen-Akzeptor*, also nach der Definition eine *Base*. Da beide voneinander abhängen, nicht allein existieren können, bezeichnet man sie als ein *korrespondierendes Säure-Base-Paar*.

Wasser kann je nach Partner sowohl als Protonen-Donator als auch -Akzeptor wirken.

Diese bis heute gültige Theorie hat den Vorteil, dass auch Stoffe ohne diese Gruppen bzw. Atome – *Wasserstoff-Ion* bzw. *Hydroxid-Ion* – als Säure bzw. Base reagieren können. Als Beispiel steht hier schon für eine Säure das Kohlenstoffdioxid. Für eine Base sei Ammoniak genannt (auch unter dem Namen Salmiakgeist in wässriger Lösung bekannt) mit der einfachen Formel  $\text{NH}_3$ . Im Wasser passiert Folgendes:



Das neutrale Molekül Ammoniak (ohne eine OH-Gruppe!) nimmt also vom Wasser ein Proton auf. Es ist ein Protonen-Akzeptor und liefert damit nach der zuvor beschriebenen Theorie auch das für eine Base erforderliche Hydroxid-Ion. Umgekehrt ist dann das Ammonium-Ion (im Salmiak als Salz der Salzsäure – als NH<sub>4</sub>Cl – enthalten) ein Protonen-Donator – das Salz reagiert und schmeckt sauer!

Ich hoffe, ich habe Sie mit diesen Ausflügen in die *Säure-Base-Theorie* nicht zu sehr von meinem einfachen Experiment mit dem Mineralwasser und dem Rotkohlextrakt entfernt. Aber jetzt habe ich Ihnen mit dem *chemischen Grundwissen*, das ich zur *chemischen Allgemeinbildung* zähle, die Eigenschaft des Mineralwasser mit Kohlensäure am Beginn unseres Versuches hinreichend erklärt und zugleich, wie ich hoffe, Ihre Erinnerung an den Schulstoff wieder geweckt.

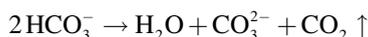
Erwärmen wir das rot gefärbte Mineralwasser, so färbte es sich ja Blau – aus dem *Rotkohl* wurde das *Blaukraut*, wie man es ohne Essigsäure zubereitet auch in Süddeutschland isst bzw. so bezeichnet.

Was ist passiert: Das Kohlenstoffdioxid wurde aus dem Wasser vertrieben. Damit war kein Protonen-Donator mehr vorhanden. Die Mineralstoffe als Salze, vor allem als Hydrogencarbonate, gelöst, lieferten weder wirksame Anteile von Oxonium- noch von Hydroxid-Ionen – die Lösung wurde annähernd *neutral*, wie reines Wasser. Und so reagierte unser Indikator durch die Farbänderung nach *Blau*.

Nun aber kann ich als Chemiker, wie ich bei diesem Experiment jungen Zuhörern und Zuschauern verkünde, aus dem *Blaukraut* noch *Grünkohl* zaubern – wie das?

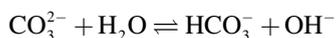
Beim Erhitzen (Sieden) des nun von der Kohlensäure befreiten Mineralwassers beobachte ich nach einiger Zeit noch einmal eine Farbänderung – nämlich nach *Grün*. Beim Sieden des Wassers haben sich Hydrogencarbonat-Ionen in Carbonat-Ionen verwandelt, die zusammen mit dem Natrium die Substanz *Waschsoda* – die Lauge (!) eines Waschmittels – bilden.

Es sind Hydroxid-Ionen entstanden – nach nun folgender Gleichung:



Die Gleichung, hier in nur eine Richtung, zeigt, dass aus zwei Teilen Hydrogencarbonat-Ionen 1 Teil Carbonat-Ionen und 1 Teil des Gases Kohlendioxid entstehen, wobei durch das Sieden das Gas aus dem Mineralwasser verschwindet – daher der Pfeil auch nur in eine Richtung (und am Kohlendioxid ein Pfeil nach oben gerichtet). Denn wegen des verschwundenen Kohlendioxids kann die Reaktion in die Richtung nach links nicht mehr ablaufen.

Wir sehen aber noch keine Hydroxid-Ionen, die entstehen erst in einer zweiten Reaktion der Carbonat-Ionen, nämlich mit dem Wasser:



Und damit können wir auch die grüne Farbe erklären. Das Carbonat-Ion wirkt als Protonen-Akzeptor, also als Base.

Aus diesen Beschreibungen sind für das *Basiswissen* einer *chemischen Allgemeinbildung* folgende Begriffe abzuleiten:

- Säuren und Basen und die beschriebene Säure-Base-Theorie
- Dissoziation als die Eigenschaft von Verbindungen, in Wasser gelöst Ionen (geladene Teilchen) zu bilden
- Chemisches Gleichgewicht als denjenigen Zustand eines Körpers oder eines stofflichen Systems, bei dem keine Zustandsänderungen mehr auftreten

Beispiele für das chemische Gleichgewicht und dessen Verschiebung anhand von Alltagsprodukten möchte ich Ihnen nun noch vorstellen – denn dieses Thema gehört unbestreitbar zu den wichtigsten Theorien der Chemie. Wer es gelernt hat, in Gleichgewichten zu denken, wird viele chemische Vorgänge bzw. Eigenschaften von Stoffen viel leichter verstehen können.

Ein solches chemisches Gleichgewicht und dessen Verschiebung spielt beim Backen eine wichtige Rolle – Ähnlichkeiten zum beschriebenen Experiment mit dem Mineralwasser werden Sie unschwer feststellen können.

Backpulver enthält im klassischen Produkt Natriumhydrogencarbonat und ein „saureres“ Phosphat, meist Dinatriumdihydrogendiphosphat (E 450a).

Das Natriumhydrogencarbonat haben wir bereits kennengelernt – als  $\text{NaHCO}_3$ .

Die Phosphorsäure, die Phosphat-Ionen bildet, ist eine Säure, die in der Lage ist, mehrere Protonen im Wasser abzugeben – mit der Formel  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Bekannt ist sie vor allem als Inhalts(Zusatz-)stoff von Cola-Getränken – als Säuerungsmittel. Um den Namen dieses sauren Phosphats verstehen zu können, gehen wir wiederum von Gleichgewichten aus. Die Phosphorsäure gibt ihre Protonen in mehreren Stufen (in Gleichgewichten) im Wasser ab – sie ist eine dreiprotonige Säure:



In dieser 1. Stufe wird noch ein relativ großer Anteil an Oxonium-Ionen gebildet, d. h., das Gleichgewicht liegt im Wesentlichen auf der rechten Seite. Um ein Maß dafür zu haben, gibt man dafür eine *Säurekonstante* an, auch hier wie die Ionen des Wassers als negativer dekadischer Logarithmus. Im Wasser gilt: die Konzentrationen an Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen sind gleich groß:  $10^{-7} \text{ mol/l} = \text{pK}_s = 7 = \text{pK}_b = 7$  und  $\text{pK}_s + \text{pK}_b = 14$ .

$\text{pK}_s$  steht für die Säure- oder Dissoziationskonstante,  $\text{pK}_b$  für die Basenkonstante, also für die Bildung bzw. Konzentration von Hydroxid-Ionen.

Entstehen hohe Konzentration an Oxonium-Ionen, also mehr als  $10^{-7} \text{ mol/l}$ , so ist der  $\text{pK}_s$ -Wert deutlich niedriger – Beispiel Phosphorsäure  $\text{pK}_{s1} = 2,16$  (oder als  $\text{K}_{s1} = 6,9 \cdot 10^{-3}$  vor der Bildung des negativen dekadischen Logarithmus). Da sich auch beim Lösen von Phosphorsäuremolekülen im Wasser ein Gleichgewicht einstellt, ist dann die Konzentration an Hydroxid-Ionen entsprechend der Gleichung

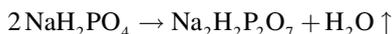
$$\text{pK}_s + \text{pK}_b = 14$$

entsprechend geringer – hier  $14 - 2,16 = 11,84$ , d. h.  $10^{-11,84}$  anstelle der in reinem Wasser vorliegenden Konzentration von  $10^{-7}$ . Bereits in der zweiten Stufe liegt das

Gleichgewicht mehr auf der linken Seite, sodass kaum noch Oxonium-Ionen aus dem Dihydrogenphosphat-Ion  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  entstehen.

Mehr möchte ich Ihnen an Berechnungen nicht zumuten, aber den Begriff *Dissoziationskonstante* sollten Sie verstanden haben, denn er charakterisiert die *Stärke* sowohl von Säuren als auch Basen – als *Acidität* bzw. *Basizität* bezeichnet.

Zurück zu dem genannten Salz im Backpulver. Hier taucht der Namen *Diphosphat* auf, womit wir ein Beispiel für eine Gleichgewichtsverschiebung durch *Temperaturerhöhung* vorstellen können. Erhitzt man das Salz Natriumdihydrogenphosphat (auf etwa 245 °C) – das erste Proton wurde durch Natrium-Ionen ersetzt, d. h. neutralisiert zu  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  – so gilt folgende Gleichung:



In der Chemie wird dieser Vorgang als eine *Kondensation* (unter Abspaltung von Wasser) bezeichnet und das Gleichgewicht wird vollständig auf die rechte Seite verschoben, da das Wasser beim Erhitzen entfernt wird.

Damit wissen wir, wie das saure Phosphat entstanden ist – aber vielleicht stellen Sie sich die Frage, warum nicht das Natriumdihydrogenphosphat (links) direkt verwendet wird?

Backpulver enthält außer diesen beiden genannten Salzen auch noch Stärke. Sie soll verhindern, dass die folgende Reaktion schon beginnt, ehe das Pulver zum Backen verwendet wird:



Da ich die Gleichung in Form der Ionen formuliert habe, wird deutlich, dass dafür schon Wasser erforderlich ist, auch wenn ein Wassermolekül auf der linken Seite nicht erscheint, sondern erst auf der rechten Seite.

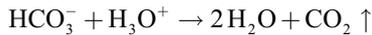
Feuchtigkeit muss also ferngehalten werden und kann von der Stärke gebunden werden. Aber auch das verwendete saure Diphosphat nimmt zunächst Wasser auf, ohne dass die soeben beschriebene Reaktion gleich beginnt – denn das in der Gleichung angegebene Dihydrogen *monophosphat* entsteht erst einmal durch die Wasseraufnahme des sauren *Diphosphats* – da Wasser hier der wichtige Reaktionspartner ist, kann man den Vorgang auch als *Hydrolyse* bezeichnen:



Hier habe ich keine Ionen formuliert, weil das trockene Salz als wasserentziehendes Mittel zunächst einmal Wasser im molaren Verhältnis 1: 1 bindet. Erst bei einem Überschuss können sich dann auch Ionen – infolge der beschriebenen *Dissoziation* – bilden.

Beim Backprozess aber ist dann genügend Wasser (Feuchtigkeit) vorhanden, die vorletzte Reaktion findet statt, das Gleichgewicht kann sich wegen der Abgabe an Kohlendioxid (als das eigentliche *Trieb-* oder *Lockerungsmittel* des Teiges), des Verschwindens aus dem System sprich Teig, vollständig nach rechts verschieben.

In beiden Fällen sind die Salze zwar aus Säuren entstanden, jedoch ist die „Kohlensäure“, die in Form von  $\text{H}_2\text{CO}_3$  nicht existiert, viele schwächer als die Phosphor- oder Diphosphorsäure. Das bedeutet, auch hier handelt es sich um eine erzwungene Gleichgewichtsverschiebung, das Kohlendioxid wird aus seiner Verbindung, aus dem Natriumhydrogencarbonat (auch Natron genannt) verdrängt:



(Das Oxonium-Ion stammt aus der Reaktion des *sauren Phosphats* mit Wasser.)

Mit diesem Beispiel sind wir schon wieder mitten in die Chemie sowohl praktisch als auch theoretisch eingestiegen. Und ich hoffe, auch die Gleichungen helfen mit zur Veranschaulichung und vor allem beim Verstehen der beschriebenen Vorgänge.

Definiert man *schwache* bzw. *starke Säuren* oder *Basen* ohne quantitative Angaben, so gilt vereinfacht:

*Starke Säuren* bzw. *Basen* erzeugen in Wasser eine relativ hohe Konzentration an Wasserstoff- bzw. Hydroxid-Ionen – falls sie selbst über diese Ionen in ihrem Molekül verfügen, geben sie einen großen Teil davon im Wasser ab, sie dissoziieren zu einem großen Teil. Zu den starken Säuren gehören:

Salzsäure, Schwefelsäure, Salpetersäure als anorganische Säuren,  
Citronensäure, Weinsäure, Ameisensäure als organische Säuren.

Zu den relativ schwachen Säuren zählen die Essigsäure und die Wasserstoff-Ionen-enthaltenden (und dissoziierbaren) Salze Dihydrogenphosphat, Ammonium(chlorid) und Kohlendioxid (wie beschrieben) als „Kohlensäure“.

Starke Basen sind:

Natronlauge, Kalilauge (als Natrium- bzw. Kaliumhydroxid)

Schwächere Basen sind: Kalkwasser als Lösung von Calciumhydroxid sowie Ammoniak (als Gas im Wasser gelöst).

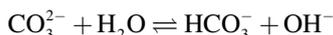
► **Anhydrid** Wir haben gesehen, dass Kohlenstoffdioxid in Wasser gelöst als Säure reagiert. Das Gleiche gilt für Schwefeltrioxid, das im Wasser die Schwefelsäure bildet. Formal werden die *Oxide* durch die Reaktion mit Wasser zu Säuren. Geht man durch die Abspaltung von Wasser wieder auf die Oxide zurück, so bezeichnet man diese als **Säureanhydride**. Oder noch allgemeiner formuliert: Eine Verbindung, der man auf chemischem Wege Wassermoleküle reversibel (umkehrbar) entziehen kann, bilden **Anhydride**. Das gilt auch für Basen – aus der Natronlauge ( $\text{NaOH}$ ) wird durch die Abspaltung von Wasser wieder das Natriumoxid ( $\text{Na}_2\text{O}$ ), das als **Basenanhydrid** bezeichnet wird.



In unseren Alltagsprodukten werden wir vor allem Säuren begegnen. Von den Basen (Laugen) spielt das Natriumhydroxid im Rohrreiniger eine wichtige Rolle sowie das Natriumcarbonat im Waschmittel (auch als Waschsoda bezeichnet). *Salmiakgeist* ist eine Lösung des Gases Ammoniak im Wasser. Wir werden ihr im [Kap. 5](#) „Komplexe Chemie“ auch in einer zweiten Funktion begegnen.

Warum Natriumcarbonat als Base wirkt, haben wir schon anhand des Versuches mit dem Mineralwasser erfahren – hier noch einmal zur Wiederholung.

Natriumcarbonat zerfällt (dissoziiert) im Wasser weitgehend in die Natrium- und Carbonat-Ionen. Und Carbonat-Ionen reagieren dann mit den Wassermolekülen wie folgt:



Wir haben es also wiederum mit einer Gleichgewichtsreaktion zu tun, wobei das Gleichgewicht weitgehend auf der rechten Seite liegt. Eine Lösung von Natriumcarbonat im Wasser reagiert also alkalisch; Carbonat-Ionen reagieren als Base, als Protonenakzeptoren. Das Carbonat-Ion nimmt aus dem Wasser ein Proton auf, wird dadurch zum Hydrogencarbonat-Ion, wodurch ein Hydroxid-Ion (der andere Teil des Wassermoleküls) entsteht.

## 2.2 Säuren und Basen sowie deren Salze in Alltagsprodukten

Organische Säuren – von der Essig- bis zur Citronensäure – werden wir im [Kap. 6](#) näher kennenlernen. An dieser Stelle nur so viel: Sie besitzen eine sogenannte funktionelle Gruppe, die *Carboxylgruppe*  $-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$ , die in der Lage ist, in wässriger Lösung ein Proton abzugeben. Die genannten Säuren (auch die Weinsäure) zählen zu den Genuss säuren. Die relativ starke Citronensäure – sie besitzt drei Carboxylgruppen – ist häufig in *Entkalkern* zum Auflösen von Kalkstein (Calciumcarbonat) enthalten. Von den anorganischen Säuren wird die Phosphorsäure als Säuerungsmittel u. a. in Cola-Getränken eingesetzt. Salz- und Schwefelsäure finden überwiegend in technischen Produkten (u. a. Batterien – s. [Kap. 3](#)) Verwendung. Eine spezielle Säure stellt die ebenfalls in Entkalkern eingesetzte *Amidoschwefelsäure* dar – mit der Formel  $\text{H}_2\text{N}-\text{SO}_3\text{H}$  oder  $\text{H}_2\text{N}-\text{S}(\text{O})_2\text{OH}$ . Eine OH-Gruppe ist hier durch eine Amino- $(\text{NH}_2)$ -Gruppe ersetzt, wodurch aus der flüssigen Schwefelsäure eine feste Substanz entstanden ist, die ebenfalls eine starke Säure darstellt. Als Basen findet man Natriumhydroxid in Rohrreinigern und (heute seltener) Ammoniak in Fensterreinigungsmitteln. Darüber hinaus können zahlreiche Salze entweder sauer oder basisch reagieren, von denen wir bereits das Natriumcarbonat (basisch) und sauer reagierende Phosphate kennengelernt haben.

► **Salze** Mit **Salzen** bezeichnet man meist feste Verbindungen aus anorganischen Kationen und anorganischen oder organischen Anionen, die aus einer Säure (Anion) bzw. Base (Kation) stammen. Man unterscheidet *Neutralsalze* wie das Natriumchlorid, *primäre*, *sekundäre* bzw. *tertiäre* Salze (Beispiel Phosphate:  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  primär,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  sekundär,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  tertiär), von denen primäre und sekundäre Phosphate *sauer* reagieren, und *basische Salze* wie das Calciumhydroxidnitrat  $\text{CaOHNO}_3$ .

*Doppelsalze* wie Alaun  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  bestehen aus zwei Salzen, die getrennt in Wasser gelöst gemeinsam auskristallisieren ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ). Auch der Dolomit gehört zu dieser Gruppe:  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  bzw.  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ .



<http://www.springer.com/978-3-662-54243-9>

Allgemeine Chemie - ein Leselehrbuch

Schwedt, G.

2017, IX, 205 S. 22 Abb., Softcover

ISBN: 978-3-662-54243-9