Dr. Julia Freienberg **Prof. Dr. Alfred Flint**

„Chemie fürs Leben“

am Beispiel von

ZITRONENSAFT UND „ROHRFREI“

- eine alltags- und schülerorientierte Unterrichtseinheit zum Thema Säuren, Laugen und Salze im Chemieunterricht der Sekundarstufe I -

Teil 1

Theoretische Grundlagen des Ansatzes „Chemie fürs Leben“

Unterrichtseinheit mit Stoffen aus dem Alltag

Universität Rostock Institut für Chemie

I. EINLEITUNG **2**

II. GRUNDLEGENDE FORDERUNGEN ZUR VERBESSERUNG DER AKZEPTANZ UND DAMIT AUCH DER EFFEKTIVITÄT DES CHEMIEUNTERRICHTS **2**

III. SCHLUSSFOLGERUNGEN **7**

IV DIE UNTERRICHTSKONZEPTION **10**

1. DIE EINFÜHRUNG DER SÄUREN UND IHRER REAKTIONEN 10
Versuch 1: Wirkung von Säuren auf Lebensmittel *10*
Versuch 2: Herstellung eines „Rotkohl-Indikators“ *10*
Versuch 3: Untersuchung von Stoffen aus dem Haushalt auf saure Wirkung *11*
Versuch 4: Wirkung von Säuren auf Marmor (Kalk) *11*
Versuch 5: Nähere Untersuchung der Produkte bei der Reaktion zwischen Marmor (Kalk) und Säuren *12*
Versuch 6: Reaktion von Säuren mit Metallen *12*
Versuch 7: Reaktion von Säuren mit organischen Substanzen *13*
Versuch 8: Wirkung von Säuren auf Knochen *13*
Versuch 9: Veranschaulichung der Verdünnung von Säuren *14*
Versuch 10: Eindampfen von Zitronensaft *15*
Versuch 11: „Eindampfen“ von Essig *15*
Versuch 12: Leitfähigkeit von reiner Essigsäure und einer wässrigen Essigsäurelösung *16*
Versuch 13: Leitfähigkeit von reiner Zitronensäure und einer wässrigen Zitronensäurelösung *17*
Versuch 14: Veranschaulichung des pH-Wertes anhand einer Verdünnungsreihe *18*
Versuch 15: „Eindampfen“ von Kohlensäure *18*
Versuch 16: Identifikation des aus Mineralwasser ausgetriebenen Gases *19*
Versuch 17: Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Wasser *19*
Versuch 18: Reversible Reaktion von Kohlenstoffdioxid mit Wasser *20*

2. DIE EINFÜHRUNG DER LAUGEN UND IHRER REAKTIONEN 21
Versuch 19: Reaktion von Salzsäure mit Rennie® *21*
Versuch 20: Die zersetzende Wirkung von „Rohrfrei“ *22*
Versuch 21: Mechanische Isolierung der Bestandteile von „Rohrfrei“ *22*
Versuch 22: Reaktion von Aluminium mit Natriumhydroxid *23*
Versuch 23: Verdünnungsreihe mit Natriumhydroxid *24*
Versuch 24: Erhitzen von „Sofix Spezial-Löser®“ *25*

3. DIE EINFÜHRUNG DER NEUTRALISATION UND DER SALZE 26
Versuch 25: Reaktion von Zitronenreiniger und „Rohrfrei“ *26*
Versuch 26: Reaktion von Zitronensäure mit Natriumhydroxid *27*

3. VERDRÄNGUNGSREAKTIONEN ZWISCHEN SALZEN UND SÄUREN/LAUGEN 28
Versuch 27: Untersuchung des entstehenden Gases beim Versetzen von Brausepulver mit Wasser *28*
Versuch 28: Untersuchung der prinzipiellen Wirkungsweise von Brausepulver *29*
Versuch 29: Modell eines Kohlendioxid-Feuerlöschers *29*
Versuch 30: Reaktion von Natriumhydrogencarbonat mit anderen Säuren *30*
Versuch 31: Umsetzung von „Lötstein“ mit „Rohrfrei“ (alternativer Springbrunnenversuch) *31*
Versuch 32: Reaktion von Salmiak-Pastillen mit Natriumhydroxid *32*
Versuch 33: Herstellung eines Backpulvers auf besondere Art *33*
Versuch 34: Wirkungsweise des Backpulvers *34*
Versuch 35: Untersuchung des entstehenden Gases/ Gasgemisches beim Erhitzen von Backpulver *35*

4. SCHLUSSBEMERKUNGEN 36

LITERATUR 36
EINKAUFSLISTE 37

I. EINLEITUNG

Als Reaktion auf die teilweise doch ernüchternden Befunde der TIMS-Studie hat die Bund-Länder-Kommission für Bildungsplanung und Forschungsförderung beschlossen, das Modellversuchsprogramm zur Steigerung der Effizienz des mathematisch-naturwissenschaftlichen Unterrichts durchzuführen. Um die gewünschte Steigerung der Effizienz zu erreichen, wird in einer zur Vorbereitung dieses Programms erstellten Expertise unter anderem festgestellt: *„Regulative Idee des Schulunterrichts ist der langfristige kumulative Wissenserwerb unter Nutzung variierender, wenn möglich auch authentischer Anwendungssituationen, bei einer immer wieder neu zu findenden Balance zwischen Kasuistik und Systematik.*
Diese Balance wird je nach Alter und Vorwissen der Schüler, der Schulform, aber auch je nach Unterrichtsfach unterschiedlich ausfallen. In der Biologie werden Lebenssituationen von Schülern schon vom Gegenstand und der Systematik des Fachs her eine größere Rolle spielen können und besser integrierbar sein, als dies etwa in der Physik, Chemie oder Mathematik der Fall ist, wo in stärkerem Maße didaktische Phantasie erforderlich ist, um dem situierten Lernen ausreichend Geltung zu verschaffen, ohne die Zielvorstellung kumulativen Lernens, die gerade im naturwissenschaftlichen Unterricht der Mittelstufe schwach ausgeprägt ist, gänzlich aufzugeben. Generell weisen die verfügbaren empirischen Befunde darauf hin, daß in den naturwissenschaftlichen Fächern, aber auch in Mathematik, das Ineinandergreifen beider Komponenten nicht befriedigend gelingt und wahrscheinlich auch nicht hinreichend durchdacht ist." [1].
So ist es kaum verwunderlich, dass Chemie und Lebenswelt aus fachlicher Sicht zwar zwei untrennbar miteinander verbundene und in ständiger Wechselwirkung stehende Bereiche sind, dieses aber aus Sicht der Schülerinnen und Schüler insbesondere der Sekundarstufe I im derzeitigen Chemieunterricht kaum deutlich wird. Das ist sicherlich ein, wenn auch nicht der einzige Grund für die immer wieder festgestellte Unbeliebtheit des Chemieunterrichts. Wir sind der Auffassung, dass die im folgenden Abschnitt genannten sechs Aspekte in wesentlich stärkerem Maße als bisher berücksichtigt werden müssten, um gerade in der Sekundarstufe I für eine höhere Akzeptanz zu sorgen und damit sicher auch mit größerem Erfolg Chemie zu unterrichten.

II. GRUNDLEGENDE FORDERUNGEN ZUR VERBESSERUNG DER AKZEPTANZ UND DAMIT AUCH DER EFFEKTIVITÄT DES CHEMIEUNTERRICHTS

1. Der Chemieunterricht soll einen <u>erkennbaren</u> Beitrag zur Allgemeinbildung leisten

Ohne an dieser Stelle eine längere Diskussion über Allgemeinbildung an sich und den allgemeinbildenden Wert des Chemieunterrichts führen zu wollen, soll mit dieser Forderung besonders darauf hingewiesen werden, dass unserer Meinung nach der Beitrag auch für die Schülerinnen und Schüler selbst erkennbar sein muss. Sie sollen mit den im Chemieunterricht erworbenen Kenntnissen im Alltag etwas anfangen können, und zwar nicht erst nach einem erfolgreich absolvierten Grund- oder Leistungskurs. Bereits in der Sekundarstufe I sollten Kenntnisse über Stoffe und Stoffumwandlungen aus dem Alltag und Umfeld der Schülerinnen und Schüler vermittelt werden, die sie befähigen, ihr eigenes Handeln kritisch zu hinterfragen und zu bewerten, denn der Allgemeinbildungsauftrag ist auch in der Haupt- und Realschule sowie den Schülerinnen und Schülern gegenüber zu erfüllen, die nach der 10. Klasse das Gymnasium verlassen oder, wie es inzwischen fast allgemein möglich ist, das Fach Chemie abwählen.

Wie sieht aber die Realität insbesondere an Gymnasien aus?
In vielen Lehrplänen werden im Rahmen der Formulierungen der allgemeinen Aufgaben und Ziele des Chemieunterrichts zwar entsprechende Kenntnisse und Fähigkeiten gefordert, die vorgeschriebenen Themen und Inhalte machen dann aber doch rasch deutlich, dass im Wesentlichen die komprimierte Vermittlung der Fachwissenschaft im Vordergrund steht und nur an einigen Stellen die Verbindung zum Alltag gesucht wird. Dafür gibt es durchaus ernstzunehmende Gründe, auf die im folgenden Abschnitt näher eingegangen wird.

2. Ein Alltagsbezug sollte so oft wie möglich hergestellt werden

Bereits aus dem im vorherigen Abschnitt geforderten erkennbaren Beitrag der Chemie zur Allgemeinbildung wird die Notwendigkeit eines Alltagsbezuges deutlich. Mindestens ebenso wichtig erscheint uns aber auch der hohe motivationale Effekt durch die Beschäftigung mit Stoffen aus dem täglichen Umfeld der Schülerinnen und Schüler. Wie schon erwähnt, werden die derzeitigen Lehrpläne für die Schulen diesen Anliegen und Wünschen der Schülerinnen und Schüler kaum gerecht. Die Ursache dafür sind unserer Auffassung nach vor allem in zwei Bereichen zu finden:

- Es ist den Lehrplankommissionen wohl ein deutliches Beharrungsvermögen an klassischen Inhalten und der Trennung von Allgemeiner, Anorganischer und Organischer Chemie zu attestieren. So wird in der Regel vorgeschrieben, in der Sekundarstufe I zunächst grundlegende Themen und Bereiche aus der Allgemeinen und der Anorganischen Chemie zu behandeln, erst im Anschluss daran soll man sich der Organischen Chemie zuwenden. Dieses geschieht z. B. in Gymnasien in Niedersachsen bei nur vier zur Verfügung stehenden Wochenstunden Chemie bis zum Ende der 10. Klasse erst in der Oberstufe. Eine Vielzahl von Stoffen als dem Alltag (Lebensmittel, Bekleidung, Farben, Reinigungsmittel, Treibstoffe, ...) sind aber aus fachlicher Sicht ganz oder teilweise der Organischen Chemie zuzuordnen. Sie passen damit nicht in das klassische Konzept des Anfangsunterrichts und können auch zur Herstellung eines Alltagsbezuges nicht herangezogen werden.
- Grundsätzlich muss zugestanden werden, dass Stoffe aus dem Alltag in ihrer Zusammensetzung und Wirkungsweise häufig zu komplex sind, um sie formal und vollständig vor allem im Chemieunterricht der Sekundarstufe I zu erfassen. So wünschenswert es beispielsweise ist, die Säuren über die Zitrone einzuführen (Stoff aus dem Alltag, Inbegriff von „sauer“), so schwierig und wenig sinnvoll ist es, in der Sekundarstufe I die Formel der Zitronensäure zu ermitteln oder mit ihr umzugehen. Will man also nicht ganz oder teilweise auf eine formale Betrachtungsweise verzichten, kann ein wesentlicher Teil der Beziehungen zwischen Chemie und Alltag erst in der gymnasialen Oberstufe hergestellt werden. Dann erreicht man aber nur noch einen Bruchteil der Schülerinnen und Schüler, nämlich die, die sich auch dann noch für Chemie interessieren und einen entsprechenden Kurs wählen.

3. Der Unterricht soll aktuelle Themen und Inhalte mit einbeziehen

Aus den Anmerkungen zum Allgemeinbildungsauftrag und zum Alltagsbezug ergibt sich die Konsequenz, dass in den Chemieunterricht verstärkt auch aktuelle Themen und Inhalte mit einbezogen werden sollten. Dabei kann es sich zum einen um überregional in den Medien verbreitete Mitteilungen/Berichte zu besonderen Vorkommnissen im Zusammenhang mit „Chemikalien" handeln („Giftgas" durch Verwendung zweier verschiedener Sanitärreiniger, „Chemieunfälle", ...), die auf ihre Aussagekraft und ihren Wahrheitsgehalt hin untersucht werden. Die Kritikfähigkeit gegenüber populären Veröffentlichungen wird dadurch mit Sicherheit gefördert. Zum anderen sollten aber auch jeweils lokale aktuelle Probleme Berücksichtigung finden. So ist ein Ölteppich auf dem Meer für einen Küstenbewohner sicherlich von einer anderen Bedeutung als für jemanden aus dem Binnenland. Schülerinnen und Schüler aus dem Bereich des „Alten Landes" fragen sich wahrscheinlich viel eher, warum im Frühjahr bei drohendem Frost die Obstbäume mit Wasser besprüht werden, als Gleichaltrige aus dem Ruhrgebiet.

Dieses Anliegen birgt allerdings wieder zwei Probleme in sich:

- Der jeweilige Lehrplan muss vom Umfang der verbindlich vorgeschriebenen Inhalte so viel zeitlichen Spielraum lassen, dass die Lehrerinnen und Lehrer sich diesen aktuellen Themen auch widmen können und zwar dann, wenn sie tatsächlich aktuell sind. Die Lehrerinnen und Lehrer wiederum müssen auch bereit sein, ihren geplanten Unterrichtsgang zugunsten der Behandlung eines aktuellen Themas zu unterbrechen, mindestens aber bei passender Gelegenheit auf solche Themen einzugehen.
- Auch hier gilt der Einwand, dass die angesprochenen chemischen Zusammenhänge häufig zu komplex sind, um sie insbesondere in der Sekundarstufe I auf formaler Ebene vollständig zu behandeln. Auch hier muss also nach alternativen Ansätzen und Strategien gefragt werden, um dieses Problem zu entschärfen.

4. Es müssen im Chemieunterricht unverzichtbare fachliche Inhalte vermittelt werden

Die geforderte Einbeziehung von Alltag, Umfeld der Schülerinnen und Schüler, Interessenlage und Aktualität darf unserer Auffassung nach aber nicht dazu führen, dass diese Faktoren zur Grundlage, zum strukturierenden Merkmal oder zum Auswahlkriterium für Inhalte des Chemieunterrichts in der Sekundarstufe I werden. Das Fach Chemie ist wie kaum eine andere Naturwissenschaft dadurch gekennzeichnet, dass zur Behandlung weiterführender und komplexerer Inhalte immer wieder auf Grundlagenkenntnisse zurückgegriffen werden muss, dass einzelne Teilbereiche nicht losgelöst voneinander behandelt werden können. Insofern ist es grundsätzlich erforderlich, in der Sekundarstufe I unabhängig von einer möglichen Verknüpfung mit dem Alltag grundlegende fachliche Kenntnisse, Zusammenhänge und Verfahrensweisen der Chemie zu vermitteln, ohne die ein erfolgreiches Arbeiten in der Sekundarstufe II nicht möglich ist. Dazu zählen wir ähnlich wie der Deutsche Verein zur Förderung des mathematischen und naturwissenschaftlichen Unterrichts e.V. (MNU) [2, S. V] grundlegende Denk- und Arbeitsweisen der Chemie sowie Kenntnisse über Stoffe mit ihren Merkmalen und Einteilungsmöglichkeiten, chemische Reaktionen mit ihren Bedingungen, Gesetzmäßigkeiten und Ordnungsprinzipien, einfache und (in Abhängigkeit von der Schulart) erste differenziertere Atom- und Bindungsmodelle und die Zeichensprache zur Kennzeichnung von Teilchen, Stoffen und Reaktionen.

Diese schon traditionellen Inhalte finden sich im Wesentlichen auch heute in den aktuellen Lehrplänen wieder, eine Verknüpfung mit den in den vorherigen Abschnitten genannten Forderungen zur Verbesserung der Akzeptanz und des Erfolgs des Chemieunterricht ist jedoch bisher kaum gelungen.

5. Die Schülerinnen und Schüler sollen so oft wie möglich selbst aktiv tätig werden

Im Zusammenhang mit der Diskussion um die (Un)beliebtheit des Chemieunterrichts wird immer wieder gefordert, die Schülerinnen und Schüler aktiver in den Lernprozess einzubinden. Dabei kann es sich um geistige Aktivitäten im Rahmen eines forschend-entwickelnden Unterrichts handeln, aber auch um Aktivitäten im Zusammenhang mit der Informationsbeschaffung, dem Besuch außerschulischer Lernorte oder den Anreiz zur Beschäftigung mit chemischen Inhalten auch außerhalb des Unterrichts. In besonderem Maße ist sicher Wert auf häufiger durchzuführende Schülerexperimente zu legen, da durch sie ein vertieftes Verständnis und bessere Leistungen erreicht werden sollen, die Schülerinnen und Schüler stärker motiviert sind und psychomotorische Fähigkeiten geschult werden. Während das Erreichen eines tieferen Verständnisses und eine Verbesserung der Leistungen durchaus differenziert betrachtet werden, ist eine Motivationssteigerung bei den Schülerinnen und Schülern durch eigene Experimente nicht umstritten und der Wunsch nach mehr selbst durchzuführenden Versuchen vielfach belegt.

Dass diesem Wunsch in der Realität allerdings häufig nicht entsprochen, vergleichsweise wenig Unterrichtszeit für Schülerexperimente genutzt und Experimente eher als Demonstrationsexperimente durchgeführt werden, hat vielfältige Gründe.

Neben den gerade in jüngerer Zeit steigenden Klassenfrequenzen (mit teilweise bis zu 30 Kindern pro Klasse kann man keine Schülerexperimente mehr durchführen) wird häufig angeführt, dass Schülerexperimente bei den überfrachteten Lehrplänen zu viel Zeit im Unterricht kosten oder, dieses wird allerdings weniger deutlich erwähnt, zu viel Vorbereitung erfordern. Weiterhin findet man immer wieder auch Hinweise auf materielle Probleme wie eine zu schlechte Geräteausstattung oder zu wenig Geld für die in Schülerübungen doch vermehrt einzusetzenden Chemikalien. Ein letzter Bereich an Einwänden gegen Schülerexperimente betrifft den Auftrag zur Vermeidung einer Gefährdung der Schülerinnen und Schüler. Sicherlich haben die Gefahrstoffverordnung und entsprechende Regeln für Sicherheit und Gesundheitsschutz gerade in der Sekundarstufe I zu einer deutlichen Einschränkung der zu verwendenden Chemikalien gesorgt.

Materielle und Sicherheitsprobleme lassen sich auch verringern, wenn man bei Schülerübungen nach Möglichkeit nicht auf Substanzen aus dem Chemikalienschrank sondern auf Stoffe zurückgreift, die im Haushalt zu finden oder in Supermärkten zu erwerben sind. Sie sind zum einen häufig wesentlich preisgünstiger, zum anderen ist ihr Gefährdungspotential meistens sehr gering.

Man nimmt dabei allerdings in Kauf, dass die gewünschten Stoffe häufig nicht in reiner Form enthalten sind. So wird man einen Zugangsweg finden müssen, der entweder zunächst die Aufbereitung der Substanzen vorsieht (vor allem aus zeitlichen Gründen problematisch) oder sich auf etwas allgemeinere Betrachtungen beschränkt. Positiv ausgedrückt kann der Einsatz eines „verunreinigten“ Stoffes aus dem Regal eines Geschäftes Anlass zu einer differenzierten und vor allem gegenüber den „klinischen“ Schulexperimenten realistischeren Betrachtungsweise von chemischen Experimenten führen.

6. Die geistigen Fähigkeiten und Voraussetzungen der Schülerinnen und Schüler müssen berücksichtigt werden

Gerade im Chemieunterricht der Sekundarstufe I ist es erforderlich, auch die geistigen Fähigkeiten und Voraussetzungen der Schülerinnen und Schüler bei der Konzeption von Unterrichtsabschnitten und –einheiten mit zu berücksichtigen. In diesem Zusammenhang wird häufig auf die Theorie der geistigen Entwicklung von Piaget hingewiesen, in der vor allem die als konkret-operationale und als formal-operationale Phase bezeichneten Entwicklungsstufen für den Chemieunterricht von Bedeutung sind. Schülerinnen und Schüler, die sich noch auf der Stufe der konkreten Operationen befinden, sind bei ihren geistigen Tätigkeiten an die Anschauung gebunden, an konkrete Beobachtungen und Überprüfungen von Fragestellungen. Erst mit dem Erreichen der formal-operationalen Stufe entwickelt sich die Fähigkeit zur geistigen Auseinandersetzung mit nicht konkret vorhandenen Dingen und zum hypothetisch-deduktiven Denken. Piaget selbst ging davon aus, dass Kinder bzw. Jugendliche in einem Alter von etwa 12 Jahren zu solchen Operationen fähig sein sollten. Folgt man dieser Annahme, so sollten Schülerinnen und Schüler bei Beginn des Chemieunterrichts je nach Bundesland in der 7., 8. oder 9. Klasse bereits in der Lage sein, formal-operational zu denken.

Gräber und Storck haben aber in einer Zusammenstellung zahlreicher Untersuchungen darauf hingewiesen, dass man keineswegs eine entsprechende verallgemeinernde Zuordnung von Altersintervallen machen dürfe [3]. Aus den Untersuchungen geht im Gegenteil hervor, dass selbst in 10. Klassen von Gymnasien sich häufig weniger als die Hälfte der Schülerinnen und Schüler generell in der formal-operationalen Phase befinden. Immer wieder festzustellende Schwierigkeiten bei der formalen Deutung von Experimenten auf atomarer und molekularer Ebene werden so vielleicht etwas erklärlicher.

Nun haben aber insbesondere Hans Aebli und Fritz Kubli Piagets Theorie in einer, wie wir finden, bemerkenswerten Weise erweitert. Kurz zusammengefasst lässt sich diese Erweiterung wie folgt darstellen:

a) Die geistige Entwicklung erfolgt nicht in Stufen, sondern in Form einer kontinuierlich wachsenden geistigen Kraft.
Schülerinnen und Schüler erwerben also nicht quasi über Nacht die Fähigkeit zum formalen Denken, sondern allmählich und zunächst in bestimmten Bereichen. Dieser Übergang kann durch Übung gefördert werden.

b) Je anspruchsvoller ein Experiment, je komplexer der Aufbau, je vielfältiger die erforderlichen Beobachtungen, desto mehr der vorhandenen geistigen Kraft wird für die Erfassung des Problems an sich gebunden und steht demzufolge für die formale Deutung nicht mehr zur Verfügung.
Bei einem höheren Anspruch an das formale Denken zur Deutung eines Versuches sollte man also darauf achten, dass das Experiment an sich möglichst einfach und die Beobachtungen klar und eindeutig sind.

c) Die Erfassung von bekannten Aufbauten oder Zusammenhängen erfordert weniger geistige Kraft als die von unbekannten.
Immer dann, wenn Wert auf formale Deutungen gelegt wird, sollten also den Schülerinnen und Schülern möglichst viele Dinge (z.B. der Versuchsaufbau oder die prinzipielle Reaktionsweise) schon bekannt sein.

III. SCHLUSSFOLGERUNGEN

Aus den dargestellten und begründeten Forderungen an den Chemieunterricht zur Verbesserung seiner Akzeptanz und seines Erfolges ergibt sich insbesondere ein deutlicher Konflikt: Auf der einen Seite sollen unter dem Aspekt der Allgemeinbildung, der Bildung fürs Leben, grundlegende chemische Prinzipien mit Stoffen aus dem Alltag erarbeitet werden. Auf der anderen Seite sind diese Stoffe zum großen Teil der Organischen Chemie zuzuordnen, sie sind in ihrer Zusammensetzung häufig zu komplex, um sie auf formaler Ebene im Unterricht der Sekundarstufe I zu behandeln und den Schülerinnen und Schülern dieser Schulstufe fehlen oft noch die geistigen Voraussetzungen für etwas anspruchsvollere formale geistige Tätigkeiten.
Um diesen Konflikt zu entschärfen, muss man zunächst einmal bereit sein, die bisherigen starren Grenzen zwischen Anorganischer und Organischer Chemie aufzubrechen und im Chemieunterricht der Sekundarstufe I eine „allgemeine“ Chemie zu unterrichten. So sollten beispielsweise bei der Behandlung der Verbrennungs- bzw. Oxidationsreaktionen im Anfangsunterricht die von Erdgas, Erdöl und Benzin als für den Alltag sehr bedeutsame Reaktionen ebensowenig ausgeklammert werden, wie im Bereich der Säuren die Zitronensäure und der Essig.
Um Stoffe aus dem Alltag trotz ihrer Komplexität im Unterricht der Sekundarstufe I behandeln zu können, lässt sich, so wie Lindemann [4] es für die Teilchenebene vorschlägt, zwischen verschiedenen Deutungsebenen unterscheiden. Eine entsprechende Differenzierung zwischen Ebenen unterschiedlichen kognitiven Anspruchs kann auch auf Formeln und Reaktionsgleichungen übertragen werden.

So lässt sich beispielsweise die Reaktion zwischen Salzsäure und Natronlauge auf einer allgemeinen, eher phänomenologisch orientierten Ebene deuten als:

Salzsäure + Natronlauge $\rightarrow$ (Koch-)Salz + Wasser

Auf einer höheren ersten formalen Ebene wird man nach entsprechenden Überlegungen zusammenfassend statt dessen schreiben:

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

Werden auch die Teilchenarten und die Aggregatzustände mit in die formale Schreibweise einbezogen, lautet die Reaktionsgleichung:

$H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + 2\,H_2O_{(l)}$

Beschränkt man sich bei der Interpretation von Reaktionen nun zunächst auf die unterste, stärker phänomenologisch orientierte Ebene, so wird deutlich, dass man dann sehr wohl Experimente mit Stoffen aus dem Alltag durchführen und auch deuten kann.

Nun wird man zum einen einwenden können, dass Wortgleichungen noch keine „richtigen“ Deutungen sind, die Formelsprache einfach zur Chemie dazugehört, viele Vorgänge erst auf der atomaren und molekularen Ebene verständlich werden und die Schülerinnen und Schüler den Wunsch haben, eine Erklärung eben auch auf der formalen Ebene zu finden. Zum anderen wird man darauf verweisen, dass bei den wenigen in der Sekundarstufe I zur Verfügung stehenden Chemiestunden keine Zeit dafür ist, erst lange auf der phänomenologischen Betrachtungsebene zu verweilen

und sich dann in einem zweiten Durchgang der formalen Betrachtungsweise zuzuwenden. Dem müssen aber eine Reihe von Punkten entgegengehalten werden:

- Die Verwendung von Wortgleichungen im Chemie-Anfangsunterricht ist durchaus nicht unüblich, in den meisten Fällen werden die chemischen Reaktionen über Wortgleichungen eingeführt.
- Die Beschränkung zunächst auf die phänomenologische Ebene bedeutet nicht, dass man nicht im Sinne eines Spiralcurriculums später ausgewählte Reaktionen wieder aufgreift und dann auch auf höheren Deutungsebenen betrachtet.
- Nach unseren eigenen Unterrichtserfahrungen und zahlreichen Gesprächen mit Chemielehrerinnen und -lehrern muss zumindest angezweifelt werden, ob die Mehrzahl der Schülerinnen und Schüler tatsächlich „den Wunsch“ hat, Vorgänge bzw. Reaktionen auch auf atomarer/molekularer Ebene zu deuten. Sollte dies dennoch zutreffen, so wird diesem Wunsch in einem zweiten formalen Durchgang durch die Thematik durchaus entsprochen.
- Auch auf phänomenologischer Ebene lassen sich grundlegende Prinzipien und Zusammenhänge problemorientiert erarbeiten. Die Schülerinnen und Schüler können beispielsweise erfahren, dass
  - Säuren und Laugen zu Salzen und Wasser reagieren.
  - Säuren mit Kalk reagieren unter Bildung von Kohlenstoffdioxid, Salz und Wasser.
- Behandelt man größere Themenbereiche wie die Säuren, Laugen und Salze erst durchgängig nur auf der phänomenologischen Ebene, so können sich die Schülerinnen und Schüler ganz auf die Reaktionen und die allgemeinen Prinzipien konzentrieren. Sie haben dann, wenn zu Erklärungen auf der Teilchenebene übergegangen wird, mehr „geistige Kraft“ für diesen Abstraktionsvorgang frei, da ihnen die Prinzipien schon bekannt sind. Ein Übergang von der konkret-operationalen auf die formal-operationale Denkweise wird dadurch erleichtert und geübt.
- Die Verwendung der chemischen Zeichensprache und die Deutung von Reaktionen auf atomarer und molekularer Ebene gehören für die Schülerinnen und Schüler zu den schwierigen und unbeliebten Bereichen der Chemie. Das führt häufig dazu, dass sie ihr Interesse an der Chemie verlieren, aus dem Unterricht „aussteigen“ und auch später kaum wieder zu motivieren sind. Wir halten es für wichtig, dass sie im Sinne eines allgemeinbildenden Chemieunterrichts wenigstens grundlegende Prinzipien der Chemie kennen und beispielsweise wissen, dass man eine Säure mit einer Lauge neutralisieren kann, auch wenn sie dafür keine Symbolgleichung formulieren können.
- Es trifft sicher zu, dass ein Chemieunterricht, der sich erst ausführlich mit den Phänomenen befasst und dann die Vorgänge auf der Teilchenebene thematisiert, mehr Zeit in Anspruch nimmt oder anders ausgedrückt in der gleichen Zeit weniger „schafft“ als ein Unterricht, in dem man parallel Phänomene und formale Betrachtungen behandelt. Das „Zeit“-Argument wird um so häufiger genannt, je stärker der Anteil an Chemieunterricht in der Sekundarstufe I gekürzt wird. Leider dient es aber meist dazu, die bisherigen Unterrichtsinhalte in noch kürzerer Zeit zu vermitteln, die Informationsdichte noch weiter zu erhöhen. Der sorgfältige Aufbau eines „Verständnisgebäudes“ leidet darunter, häufig wird schon die „Zwischendecke“ eingezogen, bevor die „Grundmauern“ fertiggestellt sind.

In unserem Ansatz zur Verbesserung der Akzeptanz und des Erfolgs des Chemieunterrichts in der Sekundarstufe I beziehen wir uns deshalb auf folgende Grundsätze:

- Wir betrachten nicht die Alltagschemie als strukturierendes Element des Unterrichts sondern Stoffe aus dem Alltag als Untersuchungs- und Anschauungsmaterial innerhalb sonst klassischer Unterrichtsthemen.
- Wann immer es möglich und sinnvoll ist, wollen wir „Laborchemikalien“ durch Stoffe aus dem Alltag substituieren.
- In eine „allgemeine“ Chemie im Anfangsunterricht beziehen wir auch organische Substanzen ein.
- Die Herausarbeitung grundlegender Prinzipien und auch ihre Verknüpfung zu systemhaften Kenntnissen soll zunächst auf phänomenologischer Ebene erfolgen.
- Ein Übergang auf die formale Ebene findet erst dann statt, wenn das grundlegende Prinzip oder im kleinen Bereich die Reaktion bekannt ist (Freisetzung von „geistiger Kraft“ für die formale Operation).
- Theorie soll nur dann vermittelt werden, wenn sie gebraucht wird, nur so viel wie nötig und vor allem nur so viel wie verständlich.
- Schülerexperimente sollen so oft wie möglich durchgeführt werden, um die Motivation zu steigern, sensomotorische Fähigkeiten zu schulen und zum aktiven Handeln anzuregen.

Die Umsetzung unseres Ansatzes in die Unterrichtspraxis wird im Folgenden anhand einer von uns vorgeschlagenen Unterrichtskonzeption zum Thema „Säuren – Laugen – Salze“ verdeutlicht.

IV Die Unterrichtskonzeption

1. Die Einführung der Säuren und ihrer Reaktionen

Wir halten es für sinnvoll, in das Thema „Säuren“ am Beispiel der Zitrone und des Essigs einzuführen. Für die Schülerinnen und Schüler ist damit unmittelbar der Begriff „sauer“ verbunden. Sie werden ebenso Verständnis dafür zeigen, dass für die Feststellung der Eigenschaft „sauer“ die Geschmacksprobe durchaus unangenehm sein kann. Über den Einsatz von Zitronensaft und Essig im Haushalt z.B. bei der Zubereitung von Speisen (Rotkohl / Blaukraut) und Getränken (bei Erkältung schwarzer Tee mit Zitrone) und die dabei hervorgerufenen farblichen Veränderungen lassen sich dann „Anzeiger“ (Indikatoren) für die Eigenschaft „sauer“ gewinnen. Dazu kann man den folgenden Versuch durchführen:

Versuch 1: Wirkung von Säuren auf Lebensmittel
Geräte: 150-mL-Becherglas, 6 Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Schneidbrett, Messer
Chemikalien: Einige frische Rotkohlblätter, ein Teebeutel (schwarzer Tee), Zitronensaft, Essig
Durchführung: In dem Becherglas bereitet man schwarzen Tee frisch zu und füllt damit drei Reagenzgläser etwa zur Hälfte. In die anderen drei Reagenzgläser gibt man einige sehr klein geschnittene Stückchen Rotkohl. Nun fügt man zu einem der Reagenzgläser mit Tee einige Tropfen Zitronensaft und zu dem zweiten einige Tropfen Essig hinzu. Eines der Reagenzgläser mit dem Rotkohl wird dann mit 2-3 mL Wasser gefüllt, in das zweite gibt man die gleiche Menge Zitronensaft und in das dritte die gleiche Menge Essig.
Alternativ dazu kann man ein frisches Rotkohlblatt an zwei Stellen mit einem Messer leicht „anschaben“, dann dort ein bis zwei Tropfen Zitronensaft bzw. Essig auftragen und die Lösung mit einem Taschentuch abtupfen.
Beobachtung: Der schwarze Tee wird sowohl durch den Zitronensaft als auch durch Essig deutlich aufgehellt (Vergleich mit der Ausgangslösung in Reagenzglas 3). Der mit Wasser versetzte Rotkohl behält seine Ausgangsfarbe, während er sich beim Zusatz von Zitronensaft und Essig deutlich rot färbt. Auf einem Rotkohlblatt kann man ebenfalls eine Rotfärbung erkennen. Wenn man die entsprechende Stelle mit einem Stückchen Papier abtupft, ist die Verfärbung des Saftes besonders deutlich.
Deutung: Saure Lösungen sorgen offensichtlich für eine Aufhellung von schwarzem Tee und für eine Rotfärbung von Rotkohlsaft.

Da schwarzer Tee immer frisch zubereitet sein muss und Rotkohlblätter rasch verderben, kann man sich auf folgende Weise einen mehrere Monate haltbaren Indikator leicht selbst herstellen:

Versuch 2: Herstellung eines „Rotkohlindikators“
Geräte: Schneidbrett, Messer, 400-mL-Becherglas, 400-mL-Plastikflasche, Sieb oder Trichter mit Filterpapier
Chemikalien: Frischer Rotkohl, Brennspiritus (im Handel erhältlich)
Durchführung: Der frische Rotkohl wird klein geschnitten und in das Becherglas gefüllt. Dann gibt man so viel Brennspiritus hinzu, bis die Rotkohlstückchen bedeckt sind und lässt den Ansatz zwischen 60 Minuten und 48 Stunden stehen (Die Intensität der Indikatorlösung steigt mit Dauer der Extraktion). Dann filtriert man die Lösung

in die Plastikflasche ab und beschriftet diese. Die Haltbarkeit des Indikators wird durch eine Aufbewahrung im Kühlschrank noch gesteigert.

Nun lassen sich weitere Stoffe aus dem Haushalt hinsichtlich ähnlicher Wirkungen auf den Indikator untersuchen. Dabei kann man diverse Zitrus- oder Essigreiniger, Zitronensaft-Konzentrat, Essig-Essenz und Entkalker in fester Form (bestehen teilweise aus reiner Zitronensäure) und in flüssiger Form (Bewährt hat sich besonders „Kalweg", ein Produkt der Hobbythek, enthält ca. 50 % ige Zitronensäure-Lösung.) als saure Stoffe entdecken. Diese Untersuchungen können von den Schülerinnen und Schülern in Einzel- oder Partnerarbeit sowohl im Unterricht als auch zu Hause auf die folgende Weise durchgeführt werden:

Versuch 3: Untersuchung von Stoffen aus dem Haushalt auf saure Wirkung
Geräte: Rundfilter (Ø mind. 10 cm) entsprechend der Zahl der geplanten Versuchsgruppen, große Petrischale, Stifte zum Beschriften
Chemikalien: Rotkohlindikator, Zitrusreiniger, Entkalker, Zitronensaft-Konzentrat, Essig-Essenz
Durchführung: Die Rundfilter werden mit dem Rotkohlindikator in einer Petrischale getränkt und anschließend getrocknet (an der Luft, auf der Heizung oder mit dem Fön). Je nach Intensität des Indikators kann der Vorgang evtl. mehrfach wiederholt werden. Jede Versuchsgruppe (oder auch jeder Schüler) erhält einen solchen gefärbten Rundfilter, gibt an verschiedenen Stellen eine kleine Probe des zu untersuchenden Stoffes darauf und beschriftet die Stelle entsprechend.
Beobachtung: Die aufgebrachten Proben verfärben das „Indikatorpapier" in unterschiedlich starker Weise rosa.
Deutung: An der Art der Verfärbungen kann man nicht nur verschiedene Stoffe mit sauren Eigenschaften erkennen, sondern aufgrund der Farbintensität auch sehen, dass diese Eigenschaft unterschiedlich stark ausgeprägt ist.

Anhand des Einsatzzweckes vor allem der Entkalker und den auf den Verpackungen zu lesenden Warnhinweisen wie: *„Darf nicht auf Marmor angewendet werden!" oder „Vorsicht! Kann auf der Haut zu Verätzungen führen!"* und *„Nicht bei säureempfindlichen Stoffen anwenden!"* ergibt sich für die Schülerinnen und Schüler verständlicherweise die Motivation, genau das auszuprobieren, was man eigentlich nicht tun soll. Im Chemieunterricht kann diesen Warnhinweisen nachgegangen werden, um eine Erklärung für diese Vorsichtsmaßnahmen zu finden. Auf diese Weise lassen sich eine Reihe von Erkenntnissen über die Reaktionsweisen von Säuren gewinnen. Dabei können u.a. folgende Versuche durchgeführt werden:

Versuch 4: Wirkung von Säuren auf Marmor (Kalk)
Geräte: Ein Stück einer Fensterbank aus Marmor, Bleistift oder wasserfester Filzstift, evtl. Lupe
Chemikalien: Eine Auswahl an in Versuch 3 gefundenen sauren Lösungen
Durchführung: An verschiedenen Stellen werden auf die Fensterbank jeweils einige Tropfen der zu untersuchenden sauren Lösungen gegeben, die Stellen entsprechend beschriftet und beobachtet, ob eine Reaktion festzustellen ist. Mit einer Lupe lassen sich besonders gute Beobachtungen machen. Nach einigen Minuten (bei schwachen Säuren längere Einwirkzeit) wird das Stück Fensterbank abgespült und abgetrocknet. Man sieht sich die beschrifteten Stellen noch einmal an und streicht mit den Fingern darüber.

Beobachtung: Während des Einwirkens der sauren Lösungen kann man eine unterschiedlich heftige Gasentwicklung erkennen. Bei stark sauren Reinigern ist sogar ein Sprudeln hörbar. Nach dem Abspülen sind die Stellen, an denen sich die Probe befunden hat, deutlich stumpf geworden. Dieses lässt sich anhand der Fingerprobe bestätigen.
Deutung: Offensichtlich reagieren die sauren Lösungen mit dem Marmor, wobei ein Gas entsteht und der Marmor (Kalk) „angegriffen“ wird.

Man kann nun versuchen herauszufinden, welche Produkte bei dieser Reaktion entstehen. Dazu lässt sich mit den Schülerinnen und Schülern folgender Versuch erarbeiten:

Versuch 5: Nähere Untersuchung der Produkte bei der Reaktion zwischen Marmor (Kalk) und Säuren
Geräte: Für jede zu untersuchende saure Lösung 1 Reagenzglas, passender durchbohrter Stopfen, Gärröhrchen, Uhrglas, Tiegelzange, Brenner
Chemikalien: Zu untersuchende saure Lösungen, sehr kleine Marmorstückchen (Kalkstückchen), Calciumhydroxid-Lösung, Rotkohlindikator
Durchführung: Je ein Reagenzglas wird etwa zu einem Drittel mit einer zu untersuchenden Lösung gefüllt und mit einigen Tropfen Indikator versetzt. Dann lässt man 1-2 cm hoch Stückchen Marmor (Kalk) in die Lösungen fallen und setzt rasch die mit Calciumhydroxid-Lösung gefüllten Gärröhrchen auf. (Das Gas kann man anstatt durch ein Gärröhrchen auch über eine Ableitung in ein zweites Reagenzglas mit Kalkwasser oder Barytwasser leiten.) Nach einigen Minuten (bei schwach sauren Lösungen länger) entnimmt man aus den Lösungen jeweils einige Tropfen, gibt diese auf ein Uhrglas, dampft zunächst vorsichtig ein und erhitzt dann kräftig.
Beobachtung: Je nach eingesetzter saurer Lösung ist eine unterschiedlich heftige Gasentwicklung, eine Trübung der Calciumhydroxid-Lösung und eine Farbänderung des Indikators in Richtung weniger starker Säure zu beobachten. Beim Eindampfen erhält man zunächst einen teilweise kristallinen Rückstand, der sich dann bei kräftigem Erhitzen zum Teil zersetzt.
Deutung: Bei der Reaktion zwischen Säuren und Marmor (Kalk) entstehen offensichtlich Kohlenstoffdioxid und ein anderes, in Wasser lösliches Produkt (Salz), welches sich in seinen Eigenschaften von Marmor (Kalk) und der Säure unterscheidet.

Versuch 6: Reaktion von Säuren mit Metallen
Geräte: Für jede zu untersuchende saure Lösung 4 Reagenzgläser + je 1 weiteres Reagenzglas, passender durchbohrter Stopfen mit kurzem Ableitungsrohr, Reagenzglasständer, Uhrglas, Tiegelzange
Chemikalien: Zu untersuchende saure Lösungen, Magnesium (z.B. ein Anspitzer), Zink (z.B. verzinkte Dachpappen-Nägel), Eisen (z.B. Eisennägel), Kupfer (z.B. Kupferdraht, ein Stück einer kupfernen Dachrinne oder eines Rohres), Indikator
Durchführung: Jeweils 4 Reagenzgläser werden mit den zu untersuchenden sauren Lösungen etwa zu zwei Dritteln gefüllt. Dann gibt man einige Tropfen Indikator hinzu und in die erste Lösung eine Metallprobe. Man verschließt das Reagenzglas mit dem Stopfen mit Ableitungsrohr, fängt das entstehende Gas mit einem weiteren Reagenzglas auf und führt die Knallgasprobe durch. Anschließend wird mit den anderen Proben analog verfahren. Abschließend kann man einige Tropfen der Lösungen auf einem Uhrglas eindampfen.

Beobachtung: In jeder der sauren Lösungen lässt sich in Abhängigkeit von der Art der Metalle eine unterschiedlich heftige Gasentwicklung erkennen. Diese ist bei Magnesium am stärksten, nimmt über Zink und Eisen ab und bei Kupfer ist keine Reaktion mehr erkennbar. In stärker sauren Lösungen ist diese Reaktion heftiger als in weniger sauren. Mit dem aufgefangenen Gas verläuft die Knallgasprobe bei Magnesium spontan positiv, bei Zink und vor allem bei Eisen gelingt sie nur nach etwas längerer Reaktionszeit und stärker sauren Lösungen. Während der Reaktion geht die saure Eigenschaft der Lösungen allmählich verloren. Beim Eindampfen erhält man zunächst einen teilweise kristallinen Rückstand, der sich dann bei kräftigem Erhitzen zum Teil zersetzt.
Deutung: Anhand der Knallgasprobe und des beim Eindampfen erhaltenen Rückstandes können die Schülerinnen und Schüler erkennen, dass bei der Reaktion von sauren Lösungen mit (unedlen) Metallen Wasserstoff und ein neuer, in Wasser löslicher Stoff (ein Salz) entstehen. Edle Metalle reagieren nicht. Weiterhin ist durch die unterschiedlich heftige Reaktion der verschiedenen Metalle mit der gleichen sauren Lösung ein Anknüpfungspunkt an die eventuell schon bekannte Redox-Reihe der Metalle gegeben.

Versuch 7: Reaktion von Säuren mit organischen Substanzen
Geräte: Für jede zu untersuchende saure Lösung 1 Reagenzglas, Reagenzglasständer, Spatel
Chemikalien: Je etwa 10 mL der zu untersuchenden sauren Lösungen und eine entsprechende Anzahl kleiner Stückchen rohen Fleisches
Durchführung: Die zu untersuchenden sauren Lösungen gibt man in je ein Reagenzglas und fügt ein kleines Stückchen rohes Fleisch hinzu. Die Ansätze werden einige Tage stehen gelassen, evtl. kann man zwischendurch insbesondere bei schwächeren Säuren die Lösungen erneuern.
Beobachtung: Nach einigen Tagen hat sich das Fleisch in eine gallertartige Masse verwandelt und ist leicht mit dem Spatel zerdrückbar. Die rote Farbe ist verschwunden.
Deutung: Die Schülerinnen und Schüler können erkennen, dass Säuren organische Stoffe zersetzen. Dabei wird Eiweiß denaturiert und Hämoglobin zerstört.

Bei der Untersuchung der Wirkung von Säuren auf organische Substanzen erscheint uns ein Versuch besonders eindrucksvoll, der in der Biologie offensichtlich wesentlich verbreiteter ist als in der Chemie:

Versuch 8: Wirkung von Säuren auf Knochen
Geräte: 1 großes Reagenzglas (Ø 3 cm)
Chemikalien: 50 % ige Zitronensäure-Lösung (z.B. „Kalweg“ oder andere Entkalker), gereinigter längerer dünner Hühner-, Enten- oder Gänseknochen (das Geflügel darf durchaus vorher gekocht oder gebraten und das Fleisch verzehrt werden)
Durchführung: Der Knochen wird in das Reagenzglas gegeben und soviel sauer Lösung hinzugefügt, dass der Knochen damit vollständig bedeckt ist. Falls der Knochen nicht vollständig in die Lösung taucht, kann man ihn mit Hilfe eines durchbohrten Stopfens untergetaucht halten. Der Stopfen sollte durchbohrt sein, um einen Austritt des freiwerdenden Kohlenstoffdioxids zu ermöglichen.
Diesen Ansatz lässt man je nach Dicke des Knochens mehrere Tage stehen, wobei nach Möglichkeit täglich die Lösung erneuert wird.
Beobachtung: Kurz nach Zugabe der sauren Lösung ist an der Oberfläche des Knochens eine Gasentwicklung zu beobachten. Nach wenigen Tagen sieht der Knochen

praktisch noch unverändert aus, ist aber so weich und biegsam geworden, dass man problemlos einen Knoten hineinmachen kann, sofern der Knochen dazu lang genug ist.
Deutung: Frische Knochen enthalten etwa 50 – 60 % Mineralsubstanz, die zu rund 80 % aus Calciumphosphat bzw. Hydroxylapatit ($Ca_5[(OH)(PO_4)_3]$), 6,6 % Calciumcarbonat und etwas Magnesiumphosphat sowie Calciumfluorid besteht [5]. Bei Zugabe von Säuren wird zum einen Calciumcarbonat zersetzt (CO_2 entweicht), zum anderen Hydroxylapatit in lösliche Calciumhydrogenphosphate umgewandelt:

$$Ca_5[(OH)(PO_4)_3] + 4\ H_3O^+ \rightarrow 5\ Ca^{2+} + 3\ HPO_4^{2-} + 5\ H_2O$$

Aufgrund der zurückbleibenden Kollagene sieht der Knochen praktisch unverändert aus, ist aber elastisch geworden. Hinzuweisen ist sicherlich darauf, dass ein Genuss von sauren Speisen nicht zu einer „Entkalkung" der Knochen führt!

Die in den Versuchen 4 – 7 beobachtete unterschiedliche Heftigkeit der Reaktionen verschiedener saurer Lösungen bietet nun weitere Anknüpfungspunkte. So kann z.B. über den Warnhinweis auf Verpackungen „Auf die Haut oder ins Auge gelangtes Produkt mit reichlich Wasser abspülen" oder die unterschiedliche Heftigkeit der Reaktion von Essig oder Essigessenz thematisiert werden, was bei der Zugabe von Wasser zu sauren Lösungen geschieht. Parallel dazu kann der Universalindikator als ein weiterer Indikator eingeführt werden.

Versuch 9: Veranschaulichung der Verdünnung von Säuren
Vorbemerkung: Es werden hier zwar Verdünnungsreihen im Verhältnis 1 : 10 angesetzt, es sollte an dieser Stelle aber noch nicht exakt auf den Zusammenhang mit dem pH-Wert eingegangen werden. Essig- und Zitronensäure sind noch zu schwache Säuren, auf Grund des unterschiedlichen Dissoziationsgrades bei verschiedenen Konzentrationen kann die Erhöhung um genau eine pH-Stufe bei einer Verdünnung um den Faktor 10 nicht gemessen werden.
Geräte: 14 Reagenzgläser, Reagenzglasständer, 5-mL-Pipette, 20-mL-Messzylinder, Folienstift
Chemikalien: „Kalweg" oder Essigessenz, Rotkohlindikator oder Universalindikator
Durchführung: Die beiden ersten Reagenzgläser der beiden Verdünnungsreihen werden mit 20 mL Kalweg oder Essigessenz gefüllt. Von diesen Lösungen entnimmt man jeweils 2 mL, füllt sie in das nächste Reagenzglas und ergänzt mit 18 mL neutralem Leitungswasser. Analog verfährt man weitere fünf Male (Messzylinder jeweils vorher gründlich spülen) und nummeriert jeweils die Reagenzgläser. Anschließend gibt man in die Reagenzgläser der einen Verdünnungsreihe jeweils die gleiche Menge an Universalindikator, in die der zweiten Verdünnungsreihe entsprechend Rotkohlindikator.
Beobachtung: Anhand der Indikatorfärbungen kann man eine kontinuierliche Abnahme der sauren Eigenschaft der Lösungen verfolgen.
Deutung: Den Schülerinnen und Schülern wird veranschaulicht, dass die sauren Eigenschaften einer Lösung durch das Verdünnen mit Wasser abnehmen. Weiterhin kann man die Vor- und Nachteile einzelner Indikatoren hinsichtlich der Deutlichkeit ihrer Farbänderung diskutieren.

Aufgrund dieser Erkenntnisse sollten in Zusammenhang mit der Konzentration von Säuren auch Sicherheitsaspekte thematisiert werden. Weiterhin lassen sich nun Warnhinweise wie: „Bei Verätzung mit viel Wasser spülen!" verstehen und erklären.

Die mögliche Verdünnung von Säuren mit Wasser sollte jetzt auch zum Anlass genommen werden, die bisher betrachteten Lösungen zu differenzieren in die Stoffe, die in Wasser saure Lösungen bilden, und das Wasser an sich. Gemeinsam mit den Schülerinnen und Schülern kann erarbeitet werden, dass sich umgekehrt saure Lösungen auch konzentrieren lassen, indem man den Lösungen Wasser entzieht. Um nun in reiner Form die Stoffe zu erhalten, die in Wasser die saure Reaktion erzeugen, kann man folgende Versuche durchführen:

Versuch 10: Eindampfen von Zitronensaft
Geräte: 100-mL-Becherglas, Uhrglas, Heizplatte oder Bunsenbrenner mit Dreifuß
Chemikalien: Zitronensaft oder Zitronensaft-Konzentrat, Indikatorpapier
Durchführung: In dem Becherglas dampft man vorsichtig einige mL Zitronensaft oder Zitronensaft-Konzentrat bis zu einer zähflüssigen Masse ein (Vorsicht! Nicht zu stark erhitzen, da sich der Rückstand dann zersetzt!). Zwischendurch hält man immer wieder ein Uhrglas über das Becherglas, lässt daran etwas Destillat kondensieren und prüft mit einem Indikatorpapier dessen pH-Wert. Anschließend versetzt man den Rückstand wieder mit etwas Wasser und prüft den pH-Wert der Lösung.
Beobachtung: Bei vorsichtigem Erhitzen erhält man schließlich einen zähflüssigen Rückstand. Wird dieser wieder mit Wasser versetzt, entsteht eine saure Lösung. Das Destillat dagegen zeigt keine saure Eigenschaft.
Deutung: Wenn man Zitronensaft immer weiter aufkonzentriert, bleibt offensichtlich am Ende ein Feststoff zurück, der in wässriger Lösung die sauren Eigenschaften erzeugt.

Wir halten es an dieser Stelle nicht für sinnvoll, die Zitronensäure mit chemischen Methoden aus dem Saft zu isolieren, da es sich bei dem Kenntnisstand der Schülerinnen und Schüler eher um ein „Black-Box-Verfahren“ handeln würde. Statt dessen schlagen wir vor, die reine Zitronensäure unmittelbar vorzustellen und darauf hinzuweisen, dass man diesen Stoff aus dem Rückstand gewinnen kann und verschiedene Firmen diese Technik beherrschen. Reine Zitronensäure muss man nicht dem Chemikalienschrank entnehmen, man erhält sie auch wesentlich preisgünstiger in Form von Entkalkern (z.B. von der Firma „Heitmann“, wasserfreie Zitronensäure, 375 g für 2,59 € bei Schlecker). Ähnliche Überlegungen kann man nun auch für den Essig anstellen und einen analogen Versuch durchführen:

Versuch 11: „Eindampfen“ von Essig
Geräte: 100-mL-Becherglas, Uhrglas, Heizplatte
Chemikalien: Essig oder Essigessenz, Indikatorpapier
Durchführung: Einige Milliliter Essig oder Essigessenz werden in dem Becherglas mit Hilfe der Heizplatte vorsichtig bis zum Sieden erhitzt. Zwischendurch hält man immer wieder ein Uhrglas über das Becherglas, lässt daran etwas Destillat kondensieren und prüft dessen pH-Wert mit einem Indikatorpapier.
Beobachtung: Das Destillat zeigt saure Eigenschaften.
Deutung: Im Gegensatz zur Zitronensäure geht Essigsäure offensichtlich als Flüssigkeit über, bei Essigsäure handelt es sich demnach um eine Flüssigkeit.

Auch hier schlagen wir vor, keinen Versuch zur weiteren Trennung von Essigsäure und Wasser zu unternehmen, sondern die reine Essigsäure vorzustellen.
Die Schülerinnen und Schüler können also erkennen, dass reine Zitronensäure ein Feststoff und Essigsäure eine Flüssigkeit ist, deren wässrige Lösungen saure Eigenschaften aufweisen.

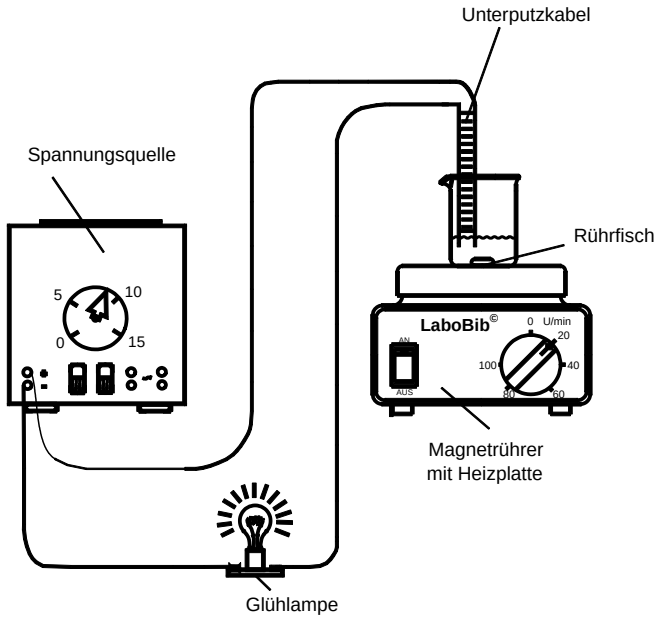
Um nun zu zeigen, dass es sich beim Übergang von den reinen Stoffen zu den wässrigen Lösungen nicht nur um einen Verdünnungsvorgang sondern um eine chemische Reaktion handelt, kann man nach der Feststellung einiger Eigenschaften der reinen Stoffe (Schmelzpunkt, Siedepunkt, Löslichkeit, ...) auch deren elektrische Leitfähigkeit prüfen und anschließend Wasser hinzugeben.

Versuch 12: Leitfähigkeit von reiner Essigsäure und einer wässrigen Essigsäurelösung

Geräte: 150-mL-Becherglas, Magnetrührer, Rührfisch, Unterputzkabel, 2 Krokodilklemmen, 3 Kabel, Glühlampe (max. 3 V, 0,07 A) mit Halterung, regelbare Wechselspannungsquelle (Leistungsbereich: 0 – 25 V)

Chemikalien: reine Essigsäure (Eisessig)

Versuchsaufbau:



Durchführung: Falls nicht schon vorhanden schneidet man von einem in Baumärkten erhältlichen Unterputzkabel ein ca. 10 cm langes Stück ab und entfernt an beiden Enden etwa 1 cm der Isolierung, die mittlere Ader kann abgekniffen werden. Auf diese Weise erhält man eine sehr preiswerte und trotzdem relativ dimensionsstabile Leitfähigkeitselektrode. Für die Untersuchungen mit Eisessig sollten die abisolierten Kabelenden zur Verringerung des Elektrodenabstandes möglichst eng zusammengebogen werden.

In das Becherglas gibt man nun dest. Wasser und den Rührfisch und baut den Versuch entsprechend der Abbildung auf. Dann erhöht man allmählich die Wechselspannung bis zum Maximalwert, die Glühlampe sollte nicht leuchten. Diesen Vorgang wiederholt man mit einem trockenen Becherglas und 20 mL Eisessig, auch hier sollte bei maximaler Spannung die Glühlampe nicht leuchten. Nun gibt man vorsichtig etwas dest. Wasser zum Eisessig hinzu und beobachtet dabei die Glühlampe. Wenn sie leuchtet, regelt man die Spannung so weit herunter, bis kein Leuchten mehr zu beobachten ist. Dann gibt man wieder etwas Wasser hinzu und wiederholt die beschriebene Vorgehensweise, bis die Fassungsgrenze des Becherglases erreicht ist.

Beobachtung: Trotz eingestellter maximaler Spannung leuchtet die Glühlampe weder bei dest. Wasser noch bei Eisessig. Wenn man aber etwas Wasser in die reine Es-

sigsäure gegeben hat, leuchtet die Glühlampe allmählich auf, die Spannung wird herunter geregelt, die Glühlampe erlischt, man gibt wieder Wasser hinzu usw..
Deutung: Offensichtlich leiten sowohl dest. Wasser als auch die reine Essigsäure den elektrischen Strom nicht. Gibt man allerdings Wasser zu der Säure hinzu, so muss eine chemische Reaktion stattfinden, bei der eine saure Lösung mit elektrisch geladenen Teilchen entsteht.

Ein Anknüpfungspunkt für spätere formale Betrachtungen wird hier unschwer erkennbar, es wird quasi der Grundstein für die Bildung von Hydronium-Ionen gelegt.
Analoge Beobachtungen lassen sich auch bei der Zitronensäure trotz ihres hohen Schmelzpunktes (153°C) relativ gefahrlos machen.

Versuch 13: Leitfähigkeit von reiner Zitronensäure und einer wässrigen Zitronensäurelösung
Geräte: Wie bei Versuch 12, es muss aber ein Magnetrührer mit regelbarer Heizplatte verwendet werden (alternativ auch Bunsenbrenner)
Chemikalien: Reine wasserfreie Zitronensäure (z.B. Heitmann Zitronensäure, sofern gut verschlossen aufbewahrt!)
Versuchsaufbau: Wie bei Versuch 12
Durchführung: Wie bei Versuch 12, der Elektrodenabstand darf jedoch größer (bis zu 1 cm) und es kann eine Glühlampe mit 3V und 0,15 A verwendet werden.
Man füllt das Becherglas 0,5 - 1 cm hoch mit Zitronensäure. Diese muss vor der Leitfähigkeitsmessung zum Schmelzen gebracht werden, dabei rührt man mit einem Glasstab gelegentlich um. Es sollte vorsichtig erhitzt werden, da sich die Zitronensäure oberhalb von etwa 175°C gelb verfärbt und intramolekular Wasser abspaltet. Die Heizplatte kann zu Beginn deutlich höher geregelt werden, erst wenn sich eine klare Schmelze gebildet hat, darf die Temperatur von 175 °C nicht überschritten werden! Steht keine Heizplatte zu Verfügung, lässt sich die Zitronensäure auch durch vorsichtiges Erwärmen mit dem Bunsenbrenner schmelzen, dieses geht zudem deutlich schneller. Die klare Schmelze kann mit einem Glasstab oder einem Rührfischchen gerührt werden, um eine gleichmäßige Temperaturverteilung zu gewährleisten und die Lösung bei Zugabe des Wasser zu durchmischen.
Für die Zugabe von Wasser wird analog Versuch 12 verfahren.
Beobachtung: Aus den Zitronensäure-Kristallen bildet sich beim Erwärmen eine klare Schmelze. Am oberen Rand des Becherglases kann ein kristalliner Rest verbleiben, da die Zitronensäure dort nicht so heiß wird wie unmittelbar am Boden. Weitere Beobachtungen analog Versuch 12.
Deutung: Wie bei Versuch 12

An dieser Stelle schlagen wir nun vor, als weitere Säuren die Magensäure (Salzsäure) und die Batteriesäure (Schwefelsäure) mit in den Unterricht einzubeziehen. Zum einen sollten die Schülerinnen und Schüler diese beiden Säuren auf jeden Fall kennen lernen, zum anderen können sie durch Anwendung bisher erworbener Kenntnisse entsprechende Untersuchungen zur Bestimmung ihrer Eigenschaften und Reaktionsweisen vorschlagen und damit den Unterricht weitgehend selbst strukturieren.
(25 %ige Salzsäure wird in Baumärkten vertrieben, Schwefelsäure ist hingegen durch die Einführung vorgefüllter Batterien kaum noch im Handel erhältlich; teilweise kann man über Werkstätten eine Probe bekommen. Aufgrund des erschwerten Zugriffs erscheint in diesem Fall ein Rückgriff auf Laborchemikalien sinnvoll.)

Sie erfahren dabei, dass
- diese beiden Säuren die gleichen Reaktionsweisen wie Zitronensäure und Essigsäure zeigen,
- Salzsäure und Schwefelsäure deutlich stärkere Säuren als Zitronen- oder Essigsäure sind (man erreicht einen tieferen pH-Wert) und heftiger reagieren,
- bei den Reaktionen eine spürbare Erwärmung festzustellen ist (der energetische Aspekt wird hier „erfahrbar“ und kann sinnvoll thematisiert werden),
- beim Erhitzen von Salzsäure unter Volumenkontrolle ein gasförmiger Stoff entweicht. Der gasförmige Stoff ist Chlorwasserstoff, leitet man ihn in Wasser, so bildet sich eine den elektrischen Strom leitende Lösung.
- beim Erhitzen von Schwefelsäure das Destillat sauer reagiert, Schwefelsäure also eine Flüssigkeit ist.

Mit Hilfe der Salzsäure lässt sich nun auch veranschaulichen, dass es sich beim pH-Wert um eine dekadische Einteilung handelt.

Versuch 14: Veranschaulichung des pH-Wertes anhand einer Verdünnungsreihe

Geräte: 7 50-mL-Bechergläser, 5-mL-Pipette, 50-mL-Messzylinder, pH-Meter, Folienstift

Chemikalien: Salzsäure (c = 0,1 mol/L)

Durchführung: Man gibt in ein Becherglas ca. 30 mL Salzsäure und bestimmt mit dem pH-Meter den pH-Wert dieser Lösung. Dann entnimmt man 5 mL, gibt diese in den Messzylinder, füllt mit neutralem Leitungswasser auf 50 mL auf, gießt die Lösung in das nächste Becherglas und misst erneut den pH-Wert. Das Becherglas wird nummeriert und weitere fünf Male analog verfahren (Messzylinder und pH-Elektrode jeweils vorher gründlich spülen).

Beobachtung: Der pH-Wert der Lösungen nimmt mit dem Grad der Verdünnung zu, indem er sich von Stufe zu Stufe in etwa um den Wert 1 erhöht. Anhand der Indikatorfärbungen kann man eine kontinuierliche Abnahme der sauren Eigenschaft der Lösungen verfolgen.

Deutung: Den Schülerinnen und Schülern wird veranschaulicht, dass eine Verdünnung um den Faktor 10 mit dem Anstieg um eine pH-Stufe verknüpft ist und nicht etwa nur beispielsweise um die Hälfte, ein Drittel und ein Viertel.

Nicht fehlen sollte unserer Auffassung nach in einer phänomenologisch orientierten Unterrichtseinheit „Säuren“ die Behandlung der Kohlensäure. Sie spielt zum einem im Alltag von Schülerinnen und Schülern eine herausragende Rolle, zum anderen herrschen über sie wie über kaum einer anderen Säure massive Fehlvorstellungen. Des weiteren bietet die Behandlung der Kohlensäure den Schülerinnen und Schülern die Gelegenheit zum weitgehend selbständigen Erarbeiten der Zusammenhänge. Ausgehend von ihrem Vorkommen (z.B. in Mineralwasser) kann der Versuch unternommen werden, die Kohlensäure durch „Eindampfen“ zu gewinnen.

Versuch 15: „Eindampfen“ von Kohlensäure

Geräte: 500-mL-Rundkolben, passender durchbohrter Stopfen mit Ableitungsrohr, zwei 100-mL-Kolbenprober, kurzes Stückchen Schlauch

Chemikalien: Kohlensäurehaltiges Mineralwasser, Universalindikator, Siedesteine

Durchführung: In den Rundkolben gibt man etwa 300 mL Mineralwasser und einige Siedesteine, fügt einige Tropfen Universalindikator hinzu, verschließt mit dem durchbohrten Stopfen und schließt über das Schlauchstück einen Kolbenprober an. Dann

erhitzt man das Mineralwasser vorsichtig mit einem Brenner. Dabei wird der Stempel des Kolbenprobers gedreht, um ein „Hängenbleiben“ zu vermeiden. Wenn der erste Kolbenprober mit 100 mL Gas gefüllt ist, wechselt man ihn gegen den zweiten aus und versucht, weitere 100 mL Gas aufzufangen.
Beobachtung: Neben der deutlichen Gasentwicklung ist eine Verfärbung der zunächst leicht sauren Lösung in Richtung Neutralbereich festzustellen.
Deutung: Offensichtlich entweicht beim Erhitzen des leicht sauren Mineralwassers ein gasförmiger Stoff, dabei geht die saure Eigenschaft der Lösung allmählich verloren.

Um dieses Gas zu identifizieren, kann man von Schülerinnen und Schülern vorgeschlagene Nachweisreaktionen durchführen, es sollte auch folgender Versuch dabei sein:

Versuch 16: Identifikation des aus Mineralwasser ausgetriebenen Gases
Geräte: 1 Reagenzglas, kurzes Stückchen Schlauch, kleine Fritte oder ein Glasrohr mit einer ausgezogenen Spitze
Chemikalien: Ein Kolbenprober mit dem aufgefangenen Gas aus Versuch 15, Kalkwasser
Durchführung: Mit einem Stückchen Schlauch wird die Fritte oder das Glasrohr an dem Kolbenprober befestigt. Dann leitet man das Gas in ein zu einem Drittel mit Kalkwasser gefülltes Reagenzglas.
Beobachtung: Das Kalkwasser trübt sich allmählich milchig-weiss.
Deutung: Offensichtlich handelt es sich bei dem aus Mineralwasser ausgetriebenen Gas um Kohlenstoffdioxid.

Um nun zu zeigen, dass Kohlenstoffdioxid tatsächlich für die sauren Eigenschaften von Mineralwasser verantwortlich ist, kann man folgenden Versuch ergänzend durchführen:

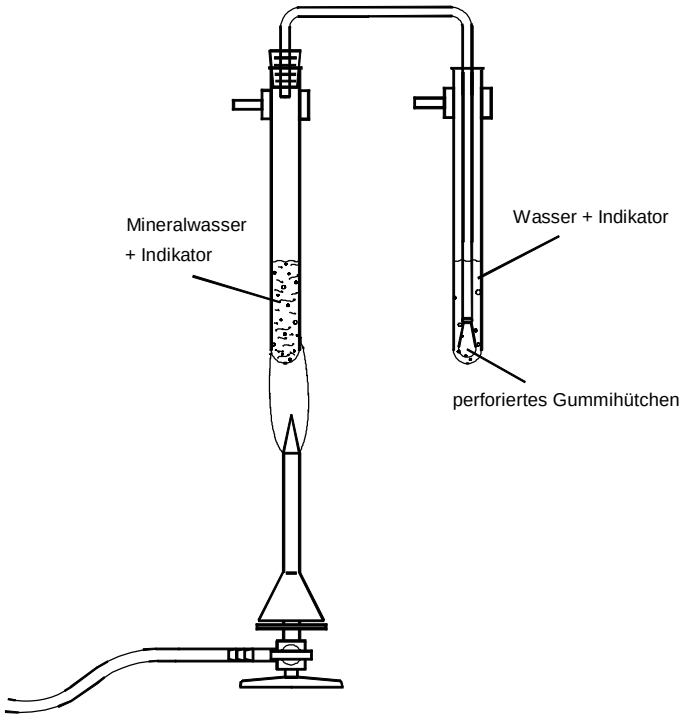
Versuch 17: Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Wasser
Geräte: Wie bei Versuch 16, falls keine kleine Fritte vorhanden ist, sollte man ein einfaches Glasrohr verwenden, auf dessen eines Ende man ein kleines Gummihütchen (z.B. von einer Pasteur-Pipette) zieht und in dieses mit einer Kanüle mehrere Löcher bohrt.
Chemikalien: Der zweite Kolbenprober mit dem in Versuch 15 aufgefangenen Gas, neutrales Leitungswasser, Universalindikator
Durchführung: Mit dem Schlauch wird die (Ersatz-)Fritte an dem Kolbenprober befestigt. In das Reagenzglas gibt man nun einige Tropfen Universalindikator und etwa 10 mL Leitungswasser (die Lösung sollte eine neutrale Färbung aufweisen). Nun drückt man mit dem Stempel des Kolbenprobers langsam das Gas durch die Lösung und beobachtet die Farbänderungen (Evtl. zwischendurch das Reagenzglas mit einem Stopfen verschließen und schütteln, dann weiter das Gas einleiten.).
Beobachtung: Die vorher neutrale Lösung verfärbt sich, der Indikator zeigt eine zunehmend saure Lösung an.
Deutung: Beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Leitungswasser findet offensichtlich eine Reaktion statt, bei der eine leicht saure Lösung entsteht.

Die Schülerinnen und Schüler können bei diesem Versuch lernen, dass Kohlensäure offensichtlich (in geringem Umfang) erst entsteht, wenn man Kohlenstoffdioxid in Wasser leitet. Dadurch wird ihnen u.a. auch verständlich, wie die in vielen Haushal-

ten anzutreffenden „Mineralwasser-Automaten“ bzw. „Sprudlergeräte“ funktionieren und dass eine „Kohlensäure-Patrone“ eigentlich Kohlenstoffdioxid enthält.

Die in den Versuchen 15 – 17 beschriebenen Schritte zur Erarbeitung der Kohlensäure bis auf den Kohlenstoffdioxid-Nachweis kann man auf Wunsch auch in einem einzigen Experiment zusammenfassen:

Versuch 18: Reversible Reaktion von Kohlenstoffdioxid mit Wasser
Geräte: 2 große Reagenzgläser (Ø 3 cm), passender durchbohrter Stopfen mit gewinkeltem Ableitungsrohr, Einleitungsrohr mit Fritte oder perforiertem Gummihütchen, Verbindungsschlauch
Chemikalien: Kohlensäurehaltiges Mineralwasser, Leitungswasser, Universalindikator
Versuchsaufbau:



Durchführung: Der Versuch wird entsprechend der Abbildung aufgebaut. Dann gibt man in beide Reagenzgläser je 10 Tropfen Universalindikator, füllt das linke zu gut einem Viertel mit Mineralwasser und das rechte zu einem Viertel mit Leitungswasser. Anschließend erhitzt man das Mineralwasser langsam und vorsichtig mit einem Brenner (Das Mineralwasser soll nicht sieden.) und beobachtet die Farbänderungen beider Lösungen. Zum Beenden des Versuchs sollte unbedingt das Ableitungsrohr aus der Lösung entfernt werden, um ein Zurücksteigen der Lösung zu vermeiden.
Beobachtung: Nach kurzer Zeit treten aus dem Gummihütchen kleine Gasbläschen aus. Das vorher leicht saure Mineralwasser zeigt allmählich einen neutralen pH-Wert an, das vorher neutrale Leitungswasser wird allmählich sauer. Je höher der Kohlensäuregehalt des Mineralwassers ist, um so länger dauert es, bis sich sein pH-Wert dem neutralen Bereich annähert.
Deutung: Aus dem Mineralwasser wird durch das Erhitzen ein Gas (Kohlenstoffdioxid) ausgetrieben, dabei gehen die sauren Eigenschaften der Lösung verloren. Die-

ses Gas reagiert (teilweise) mit dem Leitungswasser und ruft dort saure Eigenschaften hervor.

2. Die Einführung der Laugen und ihrer Reaktionen

Der Übergang von den Säuren zu den Laugen lässt sich im Sinne einer Alltagsorientierung über die im Magen enthaltene Säure (Salzsäure) und das Problem des Sodbrennens finden. Die damit verbundenen unangenehmen Begleiterscheinungen dürften zumindest einigen Schülerinnen und Schülern schon bekannt sein. Aufgrund der massiven Werbung in Rundfunk, Fernsehen und Zeitschriften sollten sie auch wissen, was man dagegen tun kann. Slogans wie „Rennie® gleicht den Magen aus“ erfreuen sich eines hohen Bekanntheitsgrades. Um nun herauszufinden, was im Magen geschieht, wenn man beispielsweise eine Tablette Rennie® einnimmt, und wie das Sodbrennen verringert wird, kann man folgenden Versuch durchführen lassen:

Versuch 19: Reaktion von Salzsäure mit Rennie®
Geräte: 3 Reagenzgläser, 10-mL-Messkolben, 2 2-mL-Pipetten, Reagenzglasständer, Mörser, Pistill
Chemikalien: Salzsäure, c(HCl) = 0,1 mol/L, Rotkohlindikator oder Universalindikator, 2 Tabletten Rennie®
Durchführung: In die drei Reagenzgläser gibt man jeweils 10 mL neutrales Leitungswasser und 2 mL Rotkohlindikator. Dann fügt man in zwei der Gläser 2 mL Salzsäure und in das dritte 2 mL Leitungswasser hinzu, damit alle drei die gleiche Füllhöhe haben. Nun lässt man in eine der mit Säure versetzten Lösungen zwei gemörserte Tabletten Rennie® fallen, verschließt mit einem Stopfen, schüttelt gut um und entfernt den Stopfen wieder. Dabei wird die Farbänderung der Lösung verfolgt, die beiden anderen Reagenzgläser dienen als Referenzen für die Farben der sauren und der neutralen Lösung. Da Rennie® den Wirkstoff nur langsam freisetzt, sollte man die Lösung für mindestens 20 Minuten stehen lassen und immer wieder umschütteln.
Beobachtung: Es lässt sich eine Gasentwicklung beobachten. Die Lösung erreicht allmählich die bläuliche Farbe der neutralen Vergleichslösung, wird dann aber noch dunkler blau und eventuell grünlich, die grünliche Farbe ist besonders gut an der Phasengrenze zwischen Lösung und Wirkstoffsediment zu beobachten.
Deutung: Anhand der Gasentwicklung und der Farbänderung können die Schülerinnen und Schüler erkennen, dass eine chemische Reaktion stattfindet. Offensichtlich verringert Rennie® die sauren Eigenschaften der Lösung (die Säure wird „neutralisiert“), bis diese schließlich nicht mehr feststellbar sind. Die Reaktion hört dann aber noch nicht auf, sondern es werden offensichtlich Stoffe freigesetzt, die bei dem Indikator andere Farbänderungen hervorrufen.

Dieses lässt sich leicht belegen, indem man in die mit Wasser versetzte Lösung ebenfalls eine oder zwei gemörserte Tabletten Rennie® gibt.
Antazida („Antisäuren“) sind also offensichtlich Stoffe, deren Eigenschaften sich nicht nur auf die Aufhebung (Neutralisation) des sauren Charakters von Lösungen beschränken, sondern die in wässrigen Lösungen andere, ebenfalls durch Indikatoren erkennbare Eigenschaften erzeugen. Dieses kann man aufgreifen und die Schülerinnen und Schüler (zu Hause) mit Hilfe der wie in Versuch 3 hergestellten „Indikatorpapiere“ weitere Stoffe herausfinden lassen, die analoge Farbänderungen bei dem Indikator hervorrufen. Sie können dabei Waschmittel, bestimmte Seifen, Backofenreiniger, sogenanntes „Rohrfrei“, einige Fenster- und Kunststoffreiniger, gelegentlich

„Waschsoda“ oder auch das bereits für den Kohlenstoffdioxid-Nachweis verwendete Kalkwasser als entsprechende Stoffe identifizieren.
Über den historischen Begriff „Waschlauge“ kann man dann erklären, dass die wässrigen Lösungen solcher Stoffe als Laugen bezeichnet werden.

Für weitere Untersuchungen hat sich festes „Rohrfrei“ als besonders geeignet erwiesen. Entsprechend des Verwendungszweckes kann man zunächst einmal die Wirkungsweise dieses Mittels auf verschiedene Substanzen untersuchen.

Versuch 20: Die zersetzende Wirkung von „Rohrfrei“
Geräte: Je zu untersuchende Substanz 1 Reagenzglas, Reagenzglasständer, Spatel, 5-mL-Messzylinder
Chemikalien: „Rohrfrei“, verschiedene Substanzen wie z.B. ein Büschel Haare, Gewebefasern, frisches Rindfleisch, ein Hühnerknochen, einige Fingernägel, Butter...
Durchführung: In je ein Reagenzglas gibt man eine Probe der zu untersuchenden Substanz, 5 g Rohrfrei und 5 mL Wasser. Die Ansätze werden beobachtet und die Reagenzgläser kurz angefasst.
Beobachtung: Die Gemische brausen auf, werden warm und bereits nach wenigen Minuten sind beispielsweise am Rindfleisch Farbänderungen und erste Zersetzungserscheinungen erkennbar. Nach drei Tagen ist daraus ein „Brei“ entstanden, der sich mit einem Spatel problemlos zerdrücken lässt. Auch der Hühnerknochen wird nach einigen Tagen weich (evtl. Ansatz mit Rohrfrei vergrößern), im Gegensatz zu Versuch 8 (Einwirkung von Säure) kann man ihn leicht mit dem Spatel zu Brei zerdrücken.
Deutung: Die Schülerinnen und Schüler können erkennen, dass „Rohrfrei“ organische Substanzen zersetzen und in eine Art „Brei“ verwandeln kann. Damit wird auch die Wirkungsweise dieses Mittels verständlich: Die die Verstopfung verursachenden (in der Regel organischen) Substanzen werden innerhalb der vorgeschriebenen Einwirkzeit zersetzt und anschließend mit viel Wasser weggespült. Gleichzeitig kann man an dieser Stelle auch auf das auf der Verpackung abgedruckte Gefahrensymbol und entsprechende Warnhinweise wie: *„Vorsicht! Darf nicht auf die Haut gelangen! Verursacht schwere Verätzungen!“* eingehen und über mögliche Gegenmaßnahmen diskutieren.

Analog zu den Untersuchungen bei den Säuren kann man nun versuchen herauszufinden, welches denn der Stoff ist, der diese ätzende „laugische“, vom Chemiker auch als alkalisch bezeichnete Wirkung in der Lösung hervorruft. Schon beim Betrachten des eingesetzten „Rohrfrei“ fällt auf, dass darin offensichtlich verschiedene Stoffe enthalten sein müssen.

Versuch 21: Mechanische Isolierung der Bestandteile von „Rohrfrei“
Geräte: Petrischale, Pinzette, 3 Reagenzgläser
Chemikalien: festes „Rohrfrei“, Rotkohlindikator
Durchführung: Eine kleine Portion „Rohrfrei“ wird auf die Petrischale gegeben, darin kann man drei unterschiedliche Bestandteile erkennen. Man füllt in jedes Reagenzglas 5 mL Wasser, gibt etwas Rotkohlindikator hinzu, trennt die verschiedenen Bestandteile mit der Pinzette und gibt sie bzw. einen Teil davon in je ein Reagenzglas. Achtung, bei zu langem Stehen lassen an der Luft verklumpen die Kügelchen, da Natriumhydroxid hygroskopisch ist. Den anderen Partikeln kann dadurch alkalisch reagierendes Natriumhydroxid anhaften!

Beobachtung: Bei der Untersuchung findet man silbrige Körner (Aluminium), größere weiße, trockene Kügelchen (Stellmittel, Natriumnitrat) und kleinere weiße, aber etwas trübe wirkende Kügelchen, die hygroskopisch sind (Natriumhydroxid).
Nur die letzteren rufen im Reagenzglas eine deutliche Farbänderung in den alkalischen Bereich hervor, die beiden anderen Lösungen zeigen neutrale bzw. leicht alkalische Reaktionen (anhaftendes Natriumhydroxid).
Deutung: Nur einer der Inhaltsstoffe ist für die alkalische Wirkung der Lösung verantwortlich. Anhand der Angaben auf der Verpackung lässt sich ableiten, dass es sich dabei um Natriumhydroxid handeln muss.
Sollte an dieser Stelle von den Schülerinnen und Schülern die Frage nach den anderen Stoffen und ihrer Bedeutung gestellt werden, so kann darauf eingegangen werden.

Die Funktion des zugesetzten Aluminiums lässt sich auf folgende Weise eindrucksvoll demonstrieren:

Versuch 22: Reaktion von Aluminium mit Natriumhydroxid
Geräte: 600-mL-Becherglas, Spatellöffel
Chemikalien: Alu-Folie, Natriumhydroxid-Plätzchen
Durchführung: Das Becherglas wird mit der vierfach gefalteten Aluminium-Folie abgedeckt und in die Mitte der Folie eine kleine Mulde gedrückt. In diese gibt man 5 Spatellöffel Natriumhydroxid und dann 5 mL Wasser (Vorsicht, Spritzgefahr!).
Beobachtung: Nach kurzer Zeit setzt eine immer heftiger werdende Reaktion ein, es sprudelt, ein „Rauschen“ wird hörbar und dann entsteht ein Loch in der Folie, durch welches der entstandene „Brei“ in das Becherglas fließt, der Brei erwärmt das Becherglas spürbar.
Deutung: Es findet eine exotherme Reaktion statt, bei der ein Gas entsteht und Aluminium zersetzt wird. Auf Wunsch kann dieses Gas aufgefangen werden, indem man die Reaktion in einem Reagenzglas mit aufgesetztem durchbohrtem Stopfen und angeschlossenem Kolbenprober durchführt. Das Gas kann dann mit Hilfe der Knallgasprobe als Wasserstoff identifiziert werden.
Bei der Reaktion wird durch die entstehende konzentrierte Lauge die vorhandene Oxidschicht am Aluminium gelöst und dadurch eine Reaktion zwischen Aluminium und Wasser ermöglicht:

$$2\ Al + 6\ H_2O \rightarrow 2\ Al^{3+} + 6\ OH^- + 3\ H_2$$

Die Gasentwicklung soll beim „Rohrfrei“ für eine Durchmischung der Lösung und damit eine bessere Wirkung sorgen, gleichzeitig wird dem Verbraucher durch das hörbare Sprudeln eine „Aktivität“ des Produkts signalisiert.
Das ebenfalls zugesetzte Natriumnitrat kann als Stellmittel bezeichnet werden, welches verhindern soll, dass das hygroskopische Natriumhydroxid zu schnell zusammenklumpt. Ihm kommt allerdings noch eine weitere Funktion zu: Bei der Reaktion zwischen Aluminium und Natriumhydroxid entsteht Wasserstoff. Dieser reagiert mit dem Natriumnitrat nach folgender Reaktionsgleichung:

$$4\ H_2 + NO_3^- \rightarrow NH_3 + 2\ H_2O + OH^-$$

Dadurch wird die Gefahr einer kleinen „Knallgas-Explosion“ verringert.

Im Sinne eines phänomenologisch orientierten Zugangs zu den Säuren und Laugen halten wir es für vertretbar, die Funktionen der beiden genannten Zusatzstoffe auf die der Durchmischung und die des Stellmittels zu beschränken.

Weiterhin soll an dieser Stelle darauf hingewiesen werden, dass die Reaktion zwischen Natriumhydroxid und Aluminium eine Ausnahme ist, da hier keine Reaktion zwischen Lauge und Metall stattfindet! Dieses sollte berücksichtigt werden, wenn man beabsichtigt, generell die mögliche Reaktion zwischen Laugen und Metallen zu untersuchen.

Mit Hilfe des aus dem „Rohrfrei“ isolierten Natriumhydroxids lässt sich nun auch die pH-Skala in den alkalischen Bereich erweitern:

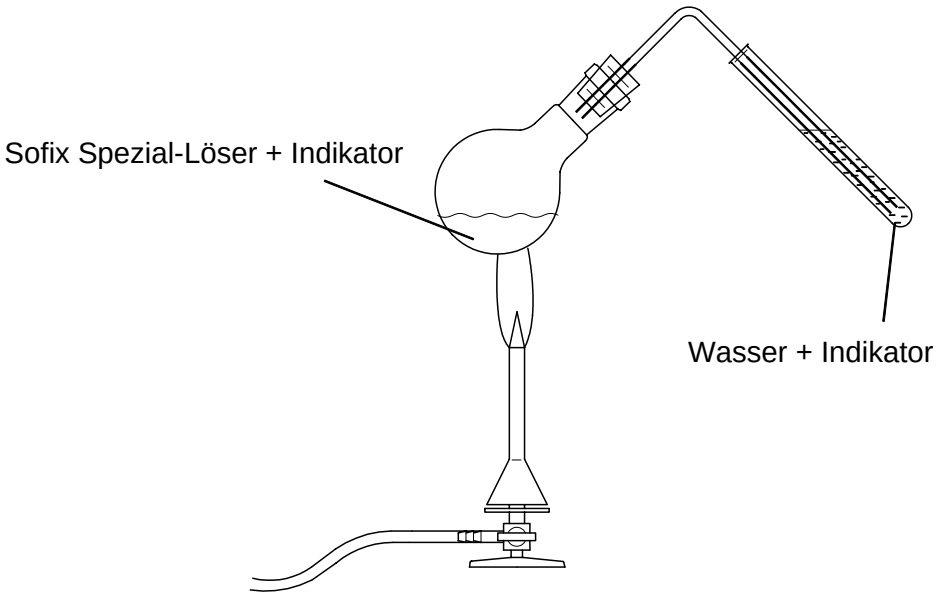
Versuch 23: Verdünnungsreihe mit Natriumhydroxid
Geräte: 6 50-mL-Bechergläser, 12 Reagenzgläser, Reagenzglasständer, 50-mL-Messkolben, 5-mL-Messkolben oder –pipette, Waage, pH-Meter, Folienstift
Chemikalien: Natriumhydroxid-Plätzchen, Rotkohlindikator, Universalindikator
Durchführung: In einem Becherglas löst man 0,2 g Natriumhydroxid in 50 mL Wasser und misst den pH-Wert mit einem pH-Meter. Dann füllt man 5 mL dieser Lösung in einen Messzylinder, ergänzt mit Wasser zu 50 mL, gibt diese Lösung wieder in ein Becherglas und misst erneut den pH-Wert. Analog verfährt man weitere vier Mal (Messzylinder jeweils gründlich spülen!), und beschriftet die Bechergläser. Dann gibt man in je 6 Reagenzgläser einige Tropfen Universalindikator bzw. Rotkohlindikator und füllt sie zur Hälfte mit den unterschiedlich konzentrierten Lösungen auf.
Beobachtung: Der pH-Wert verringert sich beim Verdünnen jeweils um etwa eine Stufe, die Farben der Lösungen nähern sich nur allmählich dem Neutralbereich, selbst nach der fünften Verdünnung ist dieser immer noch nicht erreicht.
Deutung: Anhand der auf dem pH-Meter abzulesenden Werte können die Schülerinnen und Schüler noch einmal erkennen, dass eine Verdünnung auf ein Zehntel der Ausgangskonzentration „nur“ die Abnahme um eine pH-Stufe bedeutet. Auch hier kann man die unterschiedliche Eignung der Indikatoren durch die Deutlichkeit ihrer Farbwechsel diskutieren.

Anhand dieses Versuches sollte auch über die unterschiedlichen Gefahrenpotentiale verschieden konzentrierter Laugen und die damit verbundenen Sicherheitsvorschriften gesprochen werden (siehe Warnhinweise auf der Flasche mit „Rohrfrei“).

Anschließend kann man analog zur Vorgehensweise bei den Säuren einen weiteren alkalisch reagierenden Reiniger aus dem Haushalt untersuchen, um herauszufinden, welcher Stoff bei diesem Produkt die alkalische Eigenschaft hervorruft. Als besonders geeignet haben sich hier ammoniakhaltige Fenster- oder Kunststoffreiniger und vor allem der „Sofix Spezial-Löser®“ von Henkel erwiesen (Inhaltsangabe: Enthält (schwache) Alkalien oder erkennbar an dem charakteristischen Geruch, da nicht alle Hersteller Ammoniak als Inhaltsstoff deklarieren).

Versuch 24: Erhitzen von „Sofix Spezial-Löser®“

Geräte: Reagenzglas (18 mm x 180 mm), 100-mL-Rundkolben, 1 passender durchbohrter Stopfen mit gewinkeltem Ableitungsrohr, Siedesteine
Chemikalien: „Sofix Spezial-Löser®“, Rotkohlindikator
Versuchsaufbau:



Durchführung: Der Versuch wird entsprechend der Abbildung aufgebaut. In den Rundkolben gibt man einige Siedesteine, etwas Rotkohlindikator und füllt ihn zu einem Drittel mit „Sofix Spezial-Löser®“. In das andere Reagenzglas gibt man ebenfalls etwas Rotkohlindikator und füllt es dann zur Hälfte mit neutralem Leitungswasser. Nun erhitzt man den Speziallöser vorsichtig mit einem Brenner, achtet aber darauf, dass keine Flüssigkeit in das andere Reagenzglas gelangt. Wenn sich in beiden Lösungen eine deutliche Farbveränderung ergeben hat, entfernt man zunächst das Einleitungsrohr und dann den Brenner, da sonst das Wasser aufgrund des entwickelten Ammoniaks und des Temperaturabfalls zurücksteigen könnte. Schließlich macht man an dem Reagenzglas mit dem „Sofix Spezial-Löser®“ noch vorsichtig eine Geruchsprobe.
Beobachtung: Beim Erwärmen setzt eine Gasentwicklung ein, aus dem Einleitungsrohr treten Blasen in das Leitungswasser. Nach kurzer Zeit kann man an der Austrittsstelle in Schlieren Farbänderungen ins Alkalische erkennen. Etwas später zeigt die ganze Lösung eine alkalische Reaktion, während der mit Indikator versetzte „Sofix Spezial-Löser®“ seine Farbe von alkalisch in Richtung neutral verändert. Die Geruchsprobe ergibt ein stechend riechendes Gas (Ammoniak).
Deutung: Die Schülerinnen und Schüler können erkennen, dass beim Erhitzen des „Sofix Spezial-Lösers®“ ein stechend riechendes Gas (Ammoniak) entweicht und dabei die alkalische Eigenschaft der Lösung allmählich verloren geht. Das Gas bildet dann in dem Leitungswasser wieder eine alkalische Lösung.

An dieser Stelle wird wiederum ein Anknüpfungspunkt an spätere formale Betrachtungsweisen deutlich. Entweder zum jetzigen Zeitpunkt oder später kann man dazu die Leitfähigkeit des Wassers und die der Lösung, nachdem Ammoniak eingeleitet wurde, prüfen und erkennen, dass zwischen Ammoniak und dem Wasser eine Reaktion stattfindet, bei der elektrisch geladene Teilchen entstehen.

3. Die Einführung der Neutralisation und der Salze

Nachdem die Schülerinnen und Schüler sowohl die ätzenden bzw. zersetzenden Wirkungen der Säuren als auch der Laugen kennengelernt haben, taucht nun natürlich die Frage auf, was denn wohl passiert, wenn man eine Säure und eine Lauge zusammengibt. Wird dann das Gemisch vielleicht noch gefährlicher?
Um das herauszufinden, halten wir folgenden Versuch für besonders geeignet:

Versuch 25: Reaktion von Zitronenreiniger und „Rohrfrei“
Geräte: 1 großes Reagenzglas (Ø 3 cm), 50-mL-Messzylinder, Waage
Chemikalien: Festes „Rohrfrei“, Zitronenreiniger (z.B. „Kalweg“, siehe Anmerkungen nach Versuch 2), Universalindikator
Durchführung: In das Reagenzglas wiegt man 4 - 6 g festes „Rohrfrei“ ein (Rohrreiniger enthalten unterschiedliche Mengen an Natriumhydroxid und Aluminiumkörnern, daher die genauen Mengen unbedingt mit dem jeweiligen Produkt austesten! Je mehr Aluminiumkörner in der entnommenen Probe enthalten sind, um so schneller verläuft die Reaktion, es sollten daher nicht zu viele Körner in der entnommenen Probe enthalten sein.). Dann gibt man in den Messzylinder 5 mL „Kalweg“, 20 Tropfen Universalindikator, füllt auf 50 mL mit Wasser auf und gießt den Inhalt zügig in das Reagenzglas.
Beobachtung: Nach kurzer Zeit setzt eine Gasentwicklung an den enthaltenen Aluminiumkörnchen ein, die ursprünglich rote Lösung verändert ihre Farbe über orange, gelb und grün nach blau. Die Geschwindigkeit des Farbwechsels hängt maßgeblich von dem Aluminiumgehalt des verwendeten „Rohrfrei“ ab, durch die die Schnelligkeit der Durchmischung der Lösung bestimmt wird.
Deutung: Die Schülerinnen und Schüler können durch die allmähliche Reaktion erkennen, dass die saure Wirkung des Reinigers durch das „Rohrfrei“ verringert wird (Farbwechsel von rot nach grün). Die ätzenden Wirkungen verstärken sich also nicht, sondern heben sich gegenseitig auf, anders ausgedrückt: sie neutralisieren sich. Dann färbt sich die Lösung blau, weil offensichtlich mehr Lauge als Säure vorhanden war.

Aus chemischer Sicht und im Hinblick auf spätere formale Betrachtungen sind bei den Neutralisationsreaktionen drei weitere Aspekte von Bedeutung:
Die Schülerinnen und Schüler sollen erkennen, dass

- bei der Neutralisation ein Salz entsteht,
- dabei auch Wasser gebildet wird und
- die Reaktion exotherm verläuft.

Während die Erwärmung bei der Neutralisation durch Berühren des Reaktionsgefäßes und die Salzbildung durch Eindampfen einiger Tropfen einer neutralisierten Lösung problemlos erkennbar sind, ist das Beobachten einer Wasserbildung nicht ganz so einfach. Hier halten wir folgenden Versuch für besonders geeignet:

Versuch 26: Reaktion von Zitronensäure mit Natriumhydroxid

Geräte: 1 langes Reagenzglas (L: 22 cm), Mörser, Pistill, Waage

Chemikalien: Reine wasserfreie Zitronensäure, Natriumhydroxid-Plätzchen, Kobalt(II)chlorid-Papier oder wasserfreies Kupfersulfat, Universalindikator

Durchführung: In einem Mörser verreibt man wasserfreie Zitronensäure und Natriumhydroxid in einem äquimolaren Verhältnis (also z.B. 1,6 g Zitronensäure und 1,0 g Natriumhydroxid oder ein Vielfaches davon). Mit diesem Gemisch füllt man mit Hilfe eines langen Trichters ein Reagenzglas etwa 2 cm hoch und spannt dieses schräg, fast waagerecht ein. Dadurch wird verhindert, dass das während der Reaktion gebildete Wasser sofort wieder in den verbleibenden Feststoff zurückläuft. Dann erhitzt man vorsichtig mit fächelnder Flamme. Sobald eine Reaktion einsetzt, wird der Brenner sofort entfernt. Nach beendeter Reaktion prüft man die am Rand des Reagenzglases entstandene klare Flüssigkeit mit dem Kobalt(II)chlorid-Papier oder wasserfreiem Kupfersulfat (Bei sorgfältigem Einfüllen der Reaktionsmischung kann das Wasser auch mit Universalindikatorpapier auf seinen pH-Wert getestet werden.). Anschließend löst man den verbliebenen festen Rückstand vollständig in neutralem Leitungswasser (evtl. dazu leicht Erwärmen) und gibt einige Tropfen Universalindikator hinzu.

Beobachtung: Beim Erwärmen setzt eine heftige Reaktion ein, das Gemisch „braust auf“ und an den Wänden kondensiert eine klare Flüssigkeit. Durch diese wird das blaue Kobalt(II)chlorid-Papier rosa bzw. das weiße Kupfersulfat blau gefärbt. Die Lösung des verbliebenen gelösten Rückstandes (des Salzes) zeigt einen pH-Wert, der zwischen denen der wässrigen Lösungen der Edukte liegt (je genauer die Edukte eingewogen wurden, um so besser wird tatsächlich ein pH-Wert von etwa 7 erreicht).

Deutung: Die Schülerinnen und Schüler können erkennen, dass bei der Reaktion zwischen fester Zitronensäure und festem Natriumhydroxid Wasser gebildet wird, die Reaktion exotherm verläuft (das Wasser verdampft auch nachdem der Brenner entfernt wurde) und ein neuer Stoff (ein Salz) entsteht, der in wässriger Lösung neutral reagiert.

Wenn man an dieser Stelle die Bezeichnung „Salz“ noch nicht vorgeben möchte, kann man aus einer Bürette unter Kontrolle des pH-Wertes Salzsäure (c = 1 mol/L) zu Natronlauge (c = 1 mol/L) bis zum Neutralpunkt tropfen lassen und dann einige Tropfen der Lösung auf einem Uhrglas eindampfen. Das entstandene Natriumchlorid mit dem Trivialnamen „Kochsalz“ kann als Beispiel für die Benennung von Salzen dienen.

Zu Übungs- und Festigungszwecken sollten nun eine Reihe weiterer Neutralisations- bzw. Salzbildungsreaktionen zum großen Teil von den Schülerinnen und Schülern selbst durchgeführt und dabei auf die Namensgebung und einige alltagsrelevante Verwendungszwecke eingegangen werden. Als Information sollte gegeben werden, dass Kohlensäure, Zitronensäure und Schwefelsäure verschiedene Salze bilden können. Wir halten es für sinnvoll, auf deren Zusammensetzung und den pH-Wert ihrer wässrigen Lösungen erst später bei einer formalen Betrachtung einzugehen.

Unserer Auffassung nach sollten u.a. folgende Salze angesprochen werden:

Salz(e)	Verwendung / Enthalten in
Natriumchlorid	Kochsalz
Natriumhydrogencarbonat	Backpulver, Brausepulver, Bullrich Salz®
Natriumcarbonat	Soda, Herstellung von Seifen, Waschmittel
Ammoniumhydrogencarbonat	Treibmittel für Lebkuchen und Flachgebäcke (Back-
Ammoniumcarbonat	pulver, „Hirschhornsalz“)
Ammoniumchlorid	„Salmiak“, Salmiakpastillen, „Lötstein“
Calciumcarbonat	Kalk, Kalkstein, Marmor, Scheuermittel
Calciumcitrat	Calciumpräparate, Lebensmittelzusatzstoff E 333
Calciumsulfat	Gips

3. Verdrängungsreaktionen zwischen Salzen und Säuren/Laugen

Wir halten es für sinnvoll, in einen phänomenologisch orientierten Unterricht zum Thema Säuren, Laugen und Salze auch einige „Verdrängungsreaktionen“ von Säuren bzw. Laugen aus ihren Salzen einzubeziehen, da viele davon im Alltag von Bedeutung sind. Einführen lassen sich entsprechende Reaktionen sehr gut über das Brausepulver, von dem die Schülerinnen und Schüler bereits wissen, dass es bei Zugabe von Wasser sprudelt, also ein Gas entsteht. Auf die Frage nach der Ursache dafür, kann man zunächst einmal untersuchen, um welches Gas es sich dabei handelt. Dazu lassen sich u. a. die Glimmspan- und die Knallgasprobe machen. Nicht fehlen sollte folgender Versuch:

Versuch 27: Untersuchung des entstehenden Gases beim Versetzen von Brausepulver mit Wasser
Geräte: 1 Reagenzglas, passender durchbohrter Stopfen, Gärröhrchen
Chemikalien: Brausepulver, Kalkwasser
Durchführung: In ein Reagenzglas gibt man etwa 1 cm hoch Brausepulver, fügt 5 mL Wasser hinzu und setzt rasch einen durchbohrten Stopfen mit einem mit Kalkwasser gefüllten Gärröhrchen auf. Alternativ lässt sich das Gas auch in ein zweites, mit Kalkwasser gefülltes Reagenzglas leiten.
Beobachtung: Es setzt eine Gasentwicklung ein, nach kurzer Zeit trübt sich die Calciumhydroxid-Lösung.
Deutung: Die Schülerinnen und Schüler können erkennen, dass bei der Zugabe von Wasser zu Brausepulver Kohlenstoffdioxid freigesetzt wird.

Wirft man nun einen Blick auf die angegebenen Zutaten von Brausepulver, so findet man beispielsweise bei der „Ahoj-Brause®“ als Inhaltsstoffe: Zucker, Säuerungsmittel Weinsäure, Natriumhydrogencarbonat, Süßstoffe, Aroma und Farbstoffe. Die Schülerinnen und Schüler sollen ermitteln, welche Stoffe für das Brausen verantwortlich sind. Dazu können sie entweder vorschlagen, alle Stoffe zunächst einzeln in Wasser zu geben, um festzustellen, ob eine Gasentwicklung zu beobachten ist, oder aber schon Zucker, Süßstoffe, Aroma und Farbstoffe ausschließen. Daran könnte sich folgender Versuch anschließen:

Versuch 28: Untersuchung der prinzipiellen Wirkungsweise von Brausepulver
Geräte: 2 Reagenzgläser, 2 Stopfen, 50-ml-Becherglas, Waage
Chemikalien: Weinsäure oder Zitronensäure, Natriumhydrogencarbonat (Will man auch hier auf ein Produkt aus dem Alltag zurückgreifen, so kann man reines Natriumhydrogencarbonat als „Kaiser Natron®“ einsetzen. Hergestellt wird es von der Firma Holste in Bielefeld, Informationen über zahlreiche Anwendungsmöglichkeiten erhält man durch ein den Packungen beigefügtes Informationsblatt oder unter www.holste.de).
Durchführung: In je ein Reagenzglas gibt man 1 g Natriumhydrogencarbonat bzw. 2 g Weinsäure (alternativ 2 g Zitronensäure), fügt dann jeweils 10 mL Wasser hinzu und schüttelt so lange, bis sich eine klare Lösung gebildet hat. In beiden Reagenzgläsern ist keine Gasentwicklung zu beobachten. Dann vereinigt man beide Lösungen zügig in einem der Reagenzgläser (Vorsicht! Schäumt über, ist aber eindrucksvoll!) oder in dem Becherglas. Der Versuch kann wiederholt werden, indem man zunächst die beiden Feststoffe vermischt und anschließend Wasser hinzu gibt.
Beobachtung: Weder beim Auflösen von Weinsäure (Zitronensäure) noch von Natriumhydrogencarbonat ist eine Gasentwicklung zu beobachten. Vereinigt man aber beide Lösungen, so schäumt das Gemisch sofort heftig auf. Vermischt man zunächst die beiden Feststoffe, ist keine Reaktion feststellbar. Diese setzt erst ein, wenn Wasser hinzugegeben wird.
Deutung: Die Schülerinnen und Schüler können erkennen, dass die Gasentwicklung offensichtlich durch eine Reaktion der Weinsäure (Zitronensäure) mit Natriumhydrogencarbonat hervorgerufen wird. Da die beiden Feststoffe nicht miteinander reagieren, ist es offensichtlich erforderlich, sie zunächst in Lösung zu bringen. Die Weinsäure (Zitronensäure) setzt also aus dem Salz der Kohlensäure Kohlenstoffdioxid, den die Kohlensäure erzeugenden Stoff, frei, wenn Wasser vorhanden ist. Anders ausgedrückt „verdrängt“ in wässriger Lösung die Weinsäure (Zitronensäure) die „Kohlensäure“ bzw. das Kohlenstoffdioxid aus dem Salz.

An dieser Stelle kann man nun auf weitere Anwendungen einer solchen Reaktion eingehen, z.B. die Funktionsweise eines Kohlendioxid-Feuerlöschers:

Versuch 29: Modell eines Kohlendioxid-Feuerlöschers
Geräte: 150-mL-Becherglas, 50-mL-Erlenmeyerkolben, passender durchbohrter Stopfen mit gewinkeltem Ableitungsrohr
Chemikalien: feste Zitronensäure, Natriumhydrogencarbonat (auch Backpulver oder Bullrich Salz®), Teekerze
Durchführung: Man entzündet eine Teekerze und stellt sie in das Becherglas. Dann gibt man in den Erlenmeyerkolben drei Spatellöffel Natriumhydrogencarbonat (oder drei gemörserte Tabletten Bullrich Salz® bzw. fünf Spatellöffel Backpulver), fügt drei Spatellöffel feste Zitronensäure sowie 5 mL Wasser hinzu und verschließt rasch den Kolben mit einem durchbohrten Stopfen und dem gewinkelten Ableitungsrohr. Die Öffnung des Ableitungsrohres hält man **sofort** an den inneren Rand das Becherglas, ohne die brennenden Kerze direkt „auszupusten“!
Beobachtung: Die Kerze erlischt nach kurzer Zeit.
Deutung: Bei der Reaktion zwischen Natriumhydrogencarbonat und Zitronensäure wird Kohlenstoffdioxid freigesetzt. Dieses sinkt im Becherglas nach untern und verdrängt die Luft (den Sauerstoff), damit erlischt die Flamme.

Verwendet man ein längeres Ableitungsrohr, das tiefer in den Erlenmeyerkolben hineinragt und gibt eine größere Menge, mit einigen Tropfen Spülmittel versetztes Wasser hinzu, kann man auch die Funktionsweise eines Schaumlöschers demonstrieren.

Im Unterrichtsgang ergibt sich nun die Frage, ob das Freisetzen von Kohlenstoffdioxid aus Natriumhydrogencarbonat ausschließlich mit Weinsäure oder Zitronensäure gelingt. Dieses kann auf folgende Weise geprüft werden:

Versuch 30: Reaktion von Natriumhydrogencarbonat mit anderen Säuren
Geräte: 4 Reagenzgläser, Reagenzglasständer
Chemikalien: Natriumhydrogencarbonat, Essigsäure, Zitronensäure, Salzsäure, Schwefelsäure (jeweils c = 0,1 mol/L)
Durchführung: In die Reagenzgläser gibt man je 0,25 g Natriumhydrogencarbonat und fügt dann jeweils 5 mL der verschiedenen Säurelösungen hinzu.
Beobachtung: In allen Reagenzgläsern ist eine deutliche Gasentwicklung festzustellen, auf Wunsch kann dieses durch Kalkwasser geleitet werden.
Deutung: Offensichtlich wird also das Kohlenstoffdioxid (die Kohlensäure) auch durch die anderen Säuren aus dem Salz verdrängt.

Im Sinne einer Alltagsorientierung sollten nach diesen Erkenntnissen im Unterricht auch folgende Aspekte thematisiert werden:

a) Warum setzt man im Brausepulver Wein- oder Zitronensäure ein und nicht etwa Salzsäure, Essigsäure oder Schwefelsäure? (Zwei Feststoffe reagieren erst nach Wasserzugabe miteinander, die Flüssigkeiten würden sofort Kohlenstoffdioxid freisetzen; Gesundheitsaspekte)
b) Warum wird bei Sodbrennen „Kaiser Natron®“ oder Bullrich Salz® eingenommen und was geschieht dabei? (Dazu kann man entweder auf die Erkenntnisse von Versuch 19 zurückgreifen oder den pH-Wert von 50 mL einer 0,05 molaren Salzsäure vor und nach der Zugabe von einer Tablette Bullrich Salz® prüfen.)
c) Warum sind im Backpulver u.a. Natriumhydrogencarbonat und ein Säuerungsmittel enthalten? (Prinzip wie beim Brausepulver)

Nachdem die Schülerinnen und Schüler erste „Verdrängungsreaktionen“ bei Salzen und Säuren kennengelernt haben, kann nun einmal geprüft werden, ob es entsprechende Reaktionen auch bei Salzen und Laugen gibt. Da zu diesem Zeitpunkt als Laugen zumindest Ammoniumhydroxid-Lösung und Natronlauge bekannt sind, liegen entsprechende Versuche zu einer Umsetzung eines Ammonium-Salzes mit Natriumhydroxid bzw. eines Natriumsalzes mit Ammoniumhydroxid-Lösung nahe. Gibt man im Rahmen von Vorversuchen Natriumchlorid zu einer Ammoniumhydroxid-Lösung, so ist keine Veränderung zu beobachten. Lässt man dagegen in eine Ammoniumchlorid-Lösung einige Natriumhydroxid-Plätzchen fallen, so ist eine deutliche Entwicklung von Ammoniak festzustellen. Besonders eindrucksvoll lässt sich diese Umsetzung unter Verwendung von Stoffen aus dem Alltag mit Lötstein und „Rohrfrei“ demonstrieren.

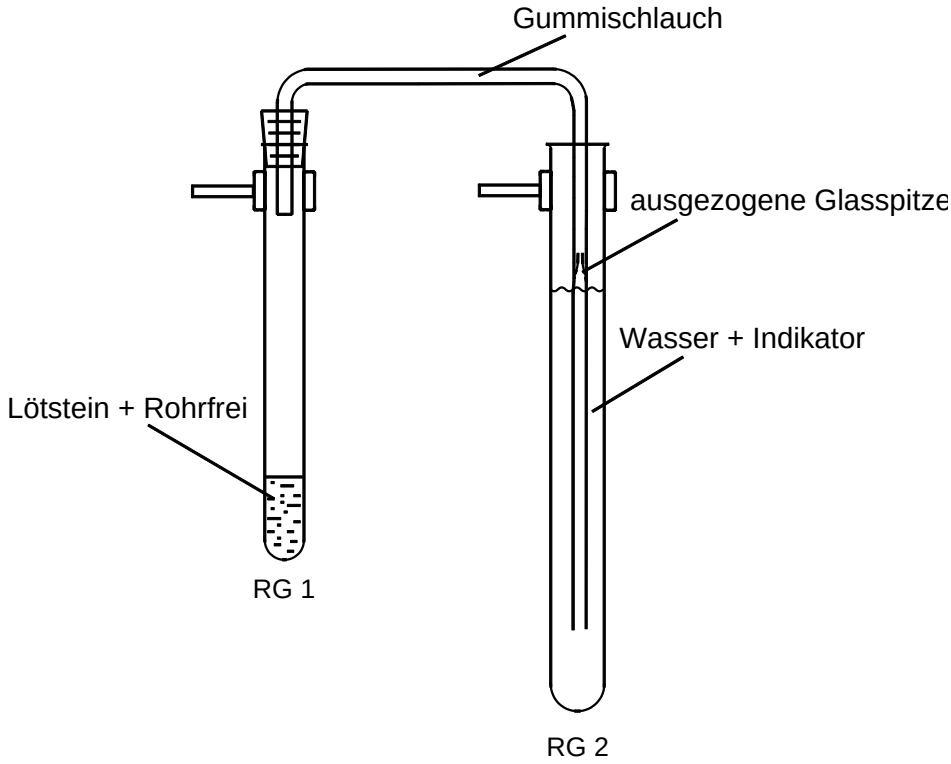
Tip: Den sehr harten Lötstein mit dem Hammer in grobe Stücke schlagen, diese mit einer Kombizange zerdrücken und in einem Mörser fein mahlen. Der gemahlene Lötstein kann in eine Vorratsflasche gefüllt werden.

Versuch 31: Umsetzung von „Lötstein“ mit „Rohrfrei“ (alternativer Springbrunnenversuch)

Geräte: 1 Reagenzglas (16 mm), 1 Reagenzglas (Ø 3 cm), 1 kleiner durchbohrter Stopfen mit kurzem Ableitungsrohr, langes Glasrohr mit kurz ausgezogener Spitze, Gummischlauch (durchsichtiger Silikonschlauch), 1-mL-Einwegspritze

Chemikalien: Lötstein (Ammoniumchlorid), festes „Rohrfrei“, Rotkohl- oder Universalindikator, Salzsäure (c = 0,1 mol/L)

Versuchsaufbau:



Durchführung: Der Versuch wird entsprechend der Abbildung aufgebaut.

Der Schlauch wird auf das Ableitungsrohr im Stopfen aufgesetzt und das Glasrohr mit ausgezogener Spitze am anderen Ende des Schlauchs befestigt. Dabei ist darauf zu achten, dass die ausgezogene Spitze in den Schlauch hinein zeigt. Dieses bewirkt beim späteren Zurücksteigen der Lösung eine bessere Durchmischung. Sonst besteht die Gefahr, dass sich das Wasser im Schlauch an der Grenzfläche zum Gas mit Ammoniak sättigt, kein weiteres Gas gelöst wird und damit die Lösung nicht bis in Reagenzglas (1) gelangt.

In Reagenzglas (2) gibt man einige Milliliter Rotkohlindikator, füllt es zu etwa drei Vierteln mit Wasser und säuert die Lösung mit einigen Tropfen Salzsäure an.

In Reagenzglas (1) gibt man zuerst 1 g gemahlenen Lötstein und darüber 1 g „Rohrfrei” (Es dürfen sich keine Aluminiumkörner in der Probe befinden! s. Anmerkung).

Das Glasrohr wird nun gerade so weit in die Lösung von Reagenzglas (2) eingetaucht, dass noch kein Wasser durch die ausgezogene Spitze in den Schlauch gelangt. Zum Starten der Reaktion werden mit der Einwegspritze 0,8 mL Wasser in das Reagenzglas (1) gegeben und dieses sofort fest mit dem durchbohrten Stopfen verschlossen.

Beobachtung: In Reagenzglas (1) setzt eine Gasentwicklung ein, aus dem Schlauch in Reagenzglas (2) treten Blasen. Nach kurzer Zeit färbt sich die durch den Säure- und Indikatorzusatz zunächst rötliche Lösung blau. Die Gasentwicklung lässt allmählich nach und dann steigt die Lösung aus Reagenzglas (2) langsam im Glasrohr auf.

Hat sie die Spitze des Glasrohres passiert, beschleunigt sich der Vorgang, dabei färbt sich die Lösung im Schlauch grün. Wenn die Lösung dann Reagenzglas (1) erreicht hat, füllt sich dieses schnell und praktisch vollständig mit Wasser. Nach einiger Zeit färbt sich die Lösung über dem Bodensatz in Reagenzglas (1) gelb.
Deutung: Nach Zugabe des Wassers setzt eine Reaktion ein, bei der ein Gas entsteht. Wenn dieses Gas in das Reagenzglas (2) gelangt, bildet sich dort eine Lauge. Bei dem Gas muss es sich um Ammoniak handeln (bekannt aus Vorversuchen). Ammoniak wird also durch Natriumhydroxid aus dem Salz verdrängt.
Da bei nachlassender Gasentwicklung das Wasser aus Reagenzglas (2) allmählich zurücksteigt, muss sich auch das im Glasrohr bzw. im Schlauch befindliche Ammoniak in Wasser lösen. Durch den entstehenden Unterdruck wird das Wasser dann in das Reagenzglas (1) gedrückt. Der Rotkohlindikator ist aufgrund seiner außerordentlichen Farbpalette, insbesondere im alkalischen Bereich, besonders gut für diesen Versuch geeignet.
Anmerkung: Für die Entnahme von Rohrfrei empfiehlt es sich, die Packung schräg zu halten und leicht zu drehen, um mit einem Spatellöffel lediglich die weißen Bestandteile ohne Aluminiumkörner herauszunehmen.

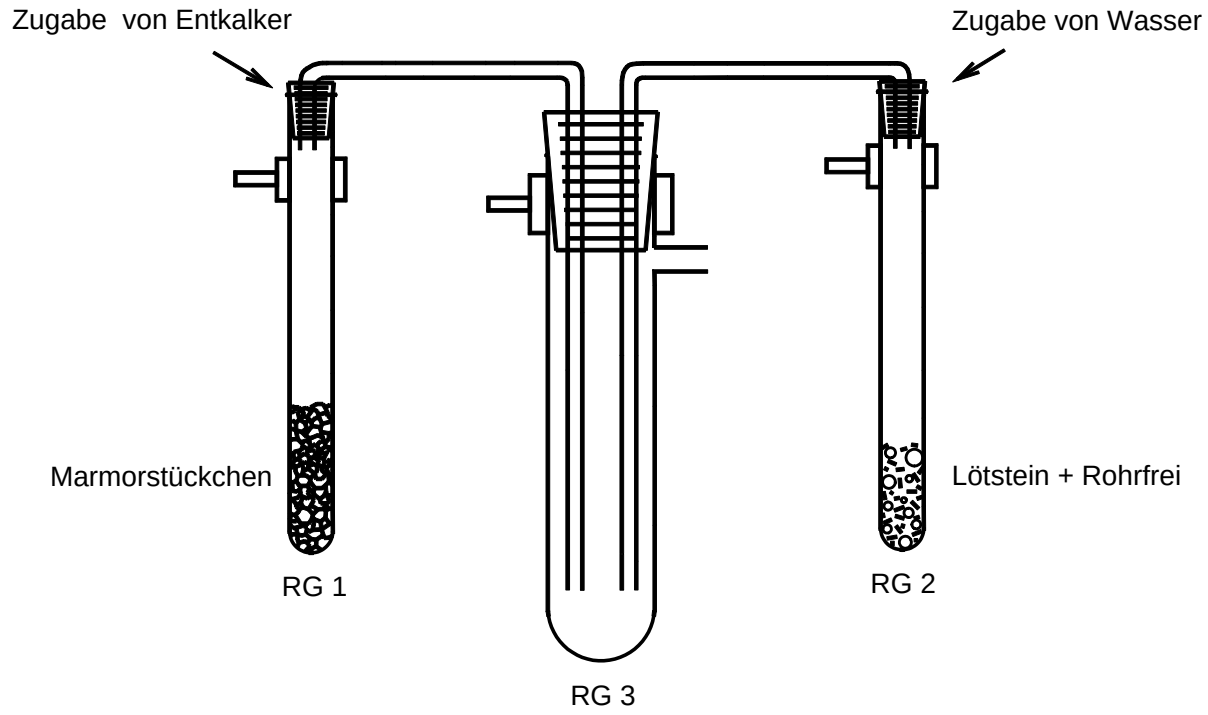
Dieser „alternative Springbrunnen-Versuch“ kann problemlos, ohne längere Vorbereitung (Ausgangsstoffe können bereits vorher abgemessen und in kleinen Reagenzgläsern mit Stopfen aufbewahrt werden) und ohne Abzug durchgeführt werden, da durch die „geschlossene“ Apparatur keine Geruchsbelästigung durch Ammoniak auftritt.

Auf entsprechende Weise, wenn auch nicht ganz so spektakulär, lässt sich Ammoniak aus Salmiak-Pastillen verdrängen.

Versuch 32: Reaktion von Salmiak-Pastillen mit Natriumhydroxid
Geräte: 1 Reagenzglas, 1-mL-Pipette
Chemikalien: Salmiak-Pastillen (erhältlich z.B. in Apotheken), Natriumhydroxid-Plätzchen, Indikatorpapier
Durchführung: In das Reagenzglas gibt man 3-4 Salmiak-Pastillen, etwa doppelt so viele Natriumhydroxid-Plätzchen und 2 mL Wasser. Das Gemisch wird mit einem Brenner leicht erwärmt und an die Öffnung ein angefeuchtetes Stückchen Indikatorpapier gehalten. Wenn sich dieses verfärbt, kann man vorsichtig eine Geruchsprobe machen.
Beobachtung: Nach kurzer Zeit färbt sich das angefeuchtete Indikatorpapier blau, es entweicht ein stechend riechendes Gas.
Deutung: Anhand der Verfärbung des Indikatorpapiers und des Geruchs können die Schülerinnen und Schüler erkennen, dass bei der Reaktion von Salmiak-Pastillen mit Natriumhydroxid Ammoniak freigesetzt wird. Mit den Ergebnissen aus Versuch 31 können sie nun schlussfolgern, dass sowohl in Lötstein als auch in Salmiak-Pastillen ein Ammonium-Salz enthalten sein muss. Falls es den Schülerinnen und Schülern nicht schon anhand der Angaben auf dem Lötstein bekannt ist, sollte der Lehrer darüber informieren, dass man Ammoniumchlorid auch als „Salmiak“ bezeichnet (gelegentlich steht auf dem Lötstein auch „Salmiak-Stein“).
Durch den Vergleich von Lötstein (praktisch reines Ammoniumchlorid) und Salmiakpastillen (enthält Ammoniumchlorid) lässt sich auf interessante Weise auch thematisieren, wie man im Alltag zwischen „Lebensmittel“ und „Chemie“ unterscheidet, wo dieses eigentlich gar nicht angebracht ist.

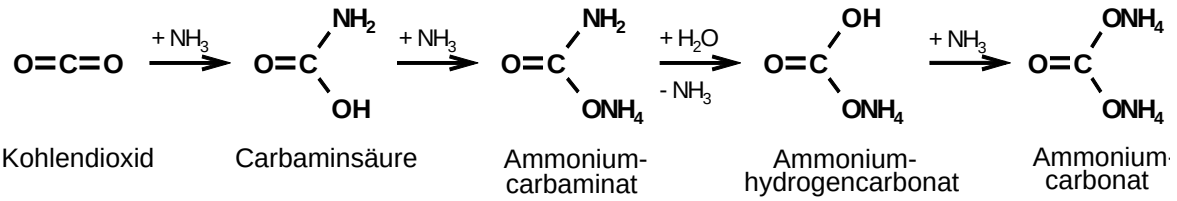
Die Salmiakpastillen kann man auch als „verunreinigtes“ Ammoniumchlorid bezeichnen, der Lötstein besteht dagegen praktisch aus reinem Ammoniumchlorid.
Die Salmiak-Pastillen würde jeder den Lebensmitteln zuordnen, den Lötstein der Chemie. Salmiak-Pastillen würde (fast) jeder essen, doch wer kaut auf einem Lötstein?
Einen solchen Gedanken aufgreifend kann man als abschließende, sicher zunächst verblüffende Anwendung der Verdrängungsreaktionen die Herstellung eines Backpulvers aus einer zerkleinerten Fensterbank, flüssigem Entkalker, Lötstein und „Rohrfrei“ demonstrieren.

Versuch 33: Herstellung eines Backpulvers auf besondere Art
Geräte: 2 Reagenzgläser (L: 22 cm; Ø 22 mm), passende durchbohrte Stopfen mit Ableitungsrohr, ein großes Reagenzglas (Ø 3 cm) mit seitlichem Ansatz, passender doppelt durchbohrter Stopfen mit 2 langen Glasrohren, die fast auf den Boden des Reagenzglases reichen, 3 Schlauchstücke, U-Rohr mit zwei Stopfen
Chemikalien: Zerkleinerte Fensterbank (sehr kleine Marmorstückchen), flüssiger Entkalker (z.B. „Kalweg“), fein gemahlener Lötstein (Ammoniumchlorid), festes „Rohrfrei“, Aktivkohle
Versuchsaufbau:



Durchführung: Der Versuch wird entsprechend der Abbildung aufgebaut. An den seitlichen Ansatz von Reagenzglas 3 wird ein mit Aktivkohle gefülltes U-Rohr angeschlossen, um eine eventuelle Geruchsbelästigung durch Ammoniak zu vermeiden.
Dann füllt man eines der äußeren Reagenzgläser etwa zur Hälfte mit kleinen Marmor-Körnern. In das zweite gibt man zuerst 2 g fein gemahlenen Lötstein und darauf 2 g festes „Rohrfrei“ (möglichst ohne Aluminiumkörner!). Um die Reaktion zu starten, gießt man zunächst in das Reagenzglas mit den Marmor-Körnern so viel Entkalker, bis die Marmor-Körner gerade bedeckt sind, und verschließt mit dem Stopfen. Nach etwa einer Minute gibt man in das Reagenzglas mit Lötstein und „Rohrfrei“ 1,5 mL Wasser und verschließt es ebenfalls rasch mit dem Stopfen.
Anschließend einige Minuten abwarten.

Zur Beendigung des Versuchs wird zunächst die Bildung von Ammoniak unterbrochen, indem man das entsprechende Reagenzglas weitgehend mit Wasser füllt, so kann eine Belästigung durch Ammoniak beim Abbau vermindert werden.
Beobachtung: In beiden Reagenzgläsern ist eine Gasentwicklung zu beobachten, nach kurzer Zeit bildet sich in dem mittleren Reagenzglas ein weißer Niederschlag.
Deutung: Nach bereits bekannten Verdrängungsreaktionen bildet sich in Reagenzglas (1) Kohlenstoffdioxid und in Reagenzglas (2) Ammoniak. Wenn diese beiden Gase zusammentreffen, entsteht offensichtlich ein Feststoff (Backpulver?).
Erläuterung: Nach [6] findet bei der Umsetzung von Kohlenstoffdioxid mit Ammoniak stufenweise eine Reaktion bis zum Ammoniumcarbonat statt:



Je nach Luftfeuchtigkeit (bei der Bildung von Kohlenstoffdioxid wird ein Teil Wasser in Form von Wasserdampf mitgerissen) erhält man bei diesem Versuch als Produkt ein Gemisch von Ammoniumcarbaminat, Ammoniumhydrogencarbonat und Ammoniumcarbonat. Da das im Handel erhältliche Backpulver „Hirschhornsalz“ im Wesentlichen aus einem Teil Ammoniumcarbonat, zwei Teilen Ammoniumhydrogencarbonat und kleinen Mengen Ammoniumcarbaminat besteht [7], darf man bei diesem Versuch auf phänomenologischer Ebene durchaus davon sprechen, dass aus Kohlenstoffdioxid, Ammoniak und etwas Wasserdampf ein „Backpulver“ gebildet wird, welches man „Hirschhornsalz“ nennt.

Um nun zu zeigen, dass es sich bei dem festen Produkt in dem mittleren Reagenzglas tatsächlich um ein Backpulver handelt, kann man zumindest dessen prinzipielle Wirkungsweise mit dem folgenden Versuch demonstrieren:

Versuch 34: Wirkungsweise des Backpulvers
Geräte: Mittleres Reagensglas mit Inhalt aus Versuch 33, passender Stopfen, Kolbenprober, kurzes Stückchen Schlauch, 1000-mL-Becherglas
Durchführung: Das Reagenzglas mit dem „Backpulver“ wird abgebaut und mit einem Stopfen verschlossen. An den seitlichen Ansatz schließt man über den Schlauch einen Kolbenprober an. Dann wird das Reagenzglas leicht fächelnd mit einem Brenner erwärmt und dabei der Stempel des Kolbenprobers leicht gedreht, um ein Festhaken zu vermeiden. Nachdem der Niederschlag verschwunden ist und sich eine deutliche Menge an Gas gebildet hat, entfernt man den Brenner, taucht das Reagenzglas in das mit kaltem Wasser gefüllte Becherglas und dreht dabei wiederum den Stempel des Kolbenprobers.
Beobachtung: Der Niederschlag im Reagenzglas verschwindet beim Erhitzen rückstandslos, und dabei entsteht eine deutliche Menge Gas. An kälteren Stellen, z.B. auch im Kolbenprober, bildet sich ein feiner weißer Belag. Hält man nun das Reagenzglas in kaltes Wasser, nimmt das Volumen rasch bis zu seinem Ausgangswert wieder ab, und im Reagenzglas bildet sich eine deutlicher Niederschlag zurück.

Deutung: Die Schülerinnen und Schüler können erkennen, dass das Backpulver beim Erhitzen offensichtlich in den gasförmigen Zustand übergeht. Sie können allerdings nicht entscheiden, ob es sich dabei um eine Sublimation oder eine Zersetzung handelt. Beim Abkühlen kehrt sich dieser Vorgang wieder um und das Volumen nimmt ab. Backpulver sorgt also im Backofen für eine Vergrößerung des Teigvolumens, der Kuchen geht auf. Nun muss der Kuchen lange genug backen, damit er fest wird und beim Abkühlen nicht in sich zusammenfällt.

Um nun herauszufinden, ob sich das Backpulver beim Erhitzen zersetzt, kann man das entstehende Gas untersuchen. Die Schülerinnen und Schüler können Vermutungen darüber äußern, welche Gase denn bei dem Zersetzen des Backpulvers entstehen könnten, und entsprechende Nachweisreaktionen vorschlagen. Dabei sollte folgender Versuch durchgeführt werden:

Versuch 35: Untersuchung des entstehenden Gases/ Gasgemisches beim Erhitzen von Backpulver
Geräte: Reagenzglas mit dem Backpulver aus Versuch 33 und Stopfen, Reagenzglas, Glasrohr mit ausgezogener Spitze, Gummischlauch
Chemikalien: Kalkwasser, Indikatorpapier
Durchführung: An den seitlichen Ansatz des Reagenzglases mit dem Backpulver schließt man mit einem Stückchen Schlauch das Glasrohr mit der ausgezogenen Spitze an und taucht diese in ein Reagenzglas mit Kalkwasser. Dann erhitzt man das Backpulver vorsichtig mit einem Brenner. Nachdem sich das Kalkwasser getrübt hat, entfernt man die Ableitungsvorrichtung vom seitlichen Ansatz und hält ein angefeuchtetes Stückchen Indikatorpapier davor.
Beobachtung: Das Backpulver verschwindet beim Erhitzen allmählich rückstandslos, das entstehende Gas/die entstehenden Gase trübt/trüben Kalkwasser und färbt/ färben das Indikatorpapier blau.
Deutung: Durch die Trübung des Kalkwassers können die Schülerinnen und Schüler erkennen, dass beim Erhitzen offensichtlich Kohlenstoffdioxid entstanden sein muss. Das Kohlenstoffdioxid hätte aber eher eine Gelbfärbung auf dem Indikatorpapier erzeugen müssen. Die jedoch zu beobachtende blaue Farbe zeigt an, dass gleichzeitig auch ein in Lösung alkalisch reagierender Stoff entstanden sein muss, nämlich Ammoniak. Also sublimiert Backpulver beim Erhitzen nicht, sondern es zersetzt sich wieder in seine Ausgangsstoffe.

Hier kann nun noch der Hinweis erfolgen, dass ein solches Backpulver bei der Herstellung von „Amerikanern“ oder Lebkuchen (Flachgebäck) verwendet wird. Einige Schülerinnen und Schüler werden vielleicht schon festgestellt haben, dass diese, wenn sie frisch sind, in der Tat gelegentlich ein wenig nach Ammoniak riechen.

Unserer Auffassung nach kann sich an dieser Stelle der Übergang auf eine formale Betrachtungsweise anschließen. Dazu eignen sich für die Säuren die Reaktion zwischen Chlorwasserstoffgas und Wasser sowie für Laugen die zwischen Ammoniak und Wasser.

4. Schlussbemerkungen

Wir hoffen mit der beschriebenen Unterrichtseinheit gezeigt zu haben, dass man auf einer eher phänomenologisch orientierten Deutungsebene im Bereich der Säuren, Laugen und Salze den Chemieunterricht in der Sekundarstufe I unter Verwendung zahlreicher Stoffe aus dem Alltag interessant und schülerorientiert gestalten kann. Den Schülerinnen und Schülern werden eine Reihe von Anwendungen und Zusammenhänge aus ihrem Umfeld verständlich und damit ein für sie erkennbarer Beitrag zur Allgemeinbildung geleistet. Gleichzeitig hoffen wir deutlich gemacht zu haben, dass ein solcher Chemieunterricht nicht in „Spielerei mit Phänomenen" ausarten muss, sondern grundlegende Prinzipien und Reaktionsweisen von Säuren, Laugen und Salzen problemorientiert erarbeitet werden können.

Literatur

[1] www.ipn.uni-kiel.de/projekte/blk_prog/gutacht/index.htm, Kap. 3.4
[2] Deutscher Verein zur Förderung des mathematischen und naturwissenschaftlichen Unterrichts e.V. (MNU): Empfehlungen zur Gestaltung von Lehrplänen bzw. Richtlinien für den Chemieunterricht. MNU 53/3 (15.04.2000), S. IVff.
[3] W. Gräber, H. Storck: Die Entwicklungspsychologie Jean Piagets als Mahnerin und Helferin des Lehrers im naturwissenschaftlichen Unterricht. MNU 37 (1984), S. 193ff.
[4] Lindemann, H.; Brinkmann, U.: Alltagschemie als Orientierungshilfe zur Gestaltung von Chemieunterricht. NiU-Chemie **5**/24, 1994, S. 29ff.
[5] J. Falbe, M. Regitz (Hrsg.): Römpp-Lexikon Chemie. Georg Thieme Verlag, Stuttgart – New York 1997^{10}, S. 2179
[6] Holleman, A. F.: Lehrbuch der anorganischen Chemie. 91.-100. Auflage, Walter de Gruyter, Berlin/New York 1985, S.951
[7] J. Falbe, M. Regnitz (Hrsg.): Römpp Lexikon Chemie, Band 1. 10. Auflage, Georg Thieme Verlag, Stuttgart – New York 1996, S. 171.

Anschrift der Verfasser:

Prof. Dr. Alfred Flint
Universität Rostock
Institut für Chemie
Didaktik der Chemie
Albert-Einstein-Str. 3a
18051 Rostock
e-mail: alfred.flint@uni-rostock.de

Dr. Julia Freienberg
Universität Oldenburg
Fakultät V
Institut für Reine und Angewandte Chemie
Didaktik der Chemie
Postfach 2503
26111 Oldenburg
e-mail: julia.freienberg@uni-oldenburg.de

Einkaufsliste

Produkt	**erhältlich bei:**
Brennspiritus	Baumarkt, Supermarkt, Drogeriemarkt
Rotkohl	Supermarkt
Schwarzer Tee	Supermarkt
Zitronen	Supermarkt
Zitronensaftkonzentrat	Supermarkt
Kalweg	Produkt der Hobbythek, bei Spinnrad erhältlich
Entkalker m. Zitronensäure	Supermarkt, Drogeriemarkt
Andere Entkalker	Supermarkt, Drogeriemarkt
Feste Zitronensäure (von Heitmann)	z.B. Schlecker, Kaufland, Drospa, Ihr Platz, Real, DM-Drogeriemärkte, Allkauf, City-Markt, Extra, Famila, ...
Speiseessig	Supermarkt
Essigessenz	Supermarkt
Essigreiniger	Supermarkt, Drogeriemarkt
Mineralwasser mit CO_2	Supermarkt
Salzsäure	Baumarkt (25 %ig)
Marmorfensterbank	Baumarkt (Bruchstücke kostenlos)
Geflügelknochen (lang)	
Sofix Speziallöser (Henkel)	Supermarkt (z.B. Globus), Drogeriemarkt
Fenster- oder Kunststoffreiniger mit Ammoniak	Supermarkt, Baumarkt, Drogeriemarkt
Backofenreiniger	Supermarkt
„Rohrfrei“ fest	Supermarkt
Haare, Schurwolle, Baumwollfasern, Rindfleisch, Fingernägel, Butter	
Brausepulver	Supermarkt
Backpulver	Supermarkt
Lötstein	Baumarkt (überall wo es Lötkolben gibt)
Salmiak-Pastillen	Supermarkt, Drogeriemarkt, Apotheke
Hirschhornsalz	Supermarkt (zur Weihnachtszeit) Ganzjährig in Apotheken
Bullrich Salz®	Supermarkt, Drogeriemarkt
Eisennägel	Baumarkt
Verzinkte Dachpappennägel	Baumarkt
Anspitzer aus Magnesium	Supermarkt, Haushaltsgeschäft
Kupferdraht oder -blech	Baumarkt
Teekerze	Supermarkt, Drogeriemarkt