6 Säuren und Laugen

6.1 Säuren und Laugen im Alltag

Zu den Aufgaben

A1 Eine Tabelle dazu könnte so aussehen:

Lebensmittel	Wirksamer Bestandteil für den sauren Geschmack	Natürlicher Bestandteil	Zusatzstoff	
Äpfel	Äpfelsäure	X		
	Citronensäure	X		
	Vitamin C	X		
Orangen	Zitronensäure	Х		
· ·	Äpfelsäure	X		
	Vitamin C	X		
Naturjoghurt	Milchsäure	Х		
Buttermilch	Milchsäure	Х		
Saure Gurken	Essigsäure		Х	
Apfelschorle	Äpfelsäure	X		
	Citronensäure	X		
	Vitamin C	X		
	Kohlensäure		X	
Zitronenlimonade	Äpfelsäure	X		
	Citronensäure	X		
	Vitamin C	X		
	Kohlensäure		Χ	

A2 Essig ist eine saure Lösung von Essigsäure in Wasser, die mit unedlen Metallen, z.B. Eisen, reagiert. Dabei entstehen Wasserstoff und die Salze der Essigsäure, die Acetate. Die Flüssigkeit im Gefäß enthält dann Metallionen. Durch die Zerstörung des Metalls können auch Schwermetallionen in die Flüssigkeit gelangen, die als Verunreinigung im Gefäßmaterial enthalten sein können. Eine Lackschicht verhindert die Reaktion zwischen saurer Lösung und Gefäßwand. Bei eingedellten Dosen besteht die Gefahr, dass diese Schutzschicht teilweise zerstört und damit eine Reaktion möglich ist.

A3 Den Hauptteil machen saure und alkalische Reiniger aus. Alkalische Reiniger kommen vor allem dann zum Einsatz, wenn es um die Beseitigung von Verunreinigungen durch Fette und Eiweißverbindungen (Proteine) geht, saure Reiniger entfernen vor allem Kalkbeläge, die sich bei der Verwendung von hartem Wasser bilden können. Ferner sind saure Reiniger desinfizierend. Daneben gibt es aber auch sog. Neutralreiniger.

A4

Rohr-/Abflussreiniger:

Stark alkalischer Reiniger, zur Beseitigung von Fett-, Haar- und Seifenresten sowie anderer organischer Materialien. Aufgrund des hohen pH-Werts werden die Materialien zersetzt. Im Reiniger enthaltene Aluminium- oder Zinkkörnchen entwickeln durch die Reaktion mit der alkalischen Lösung Wasserstoff. Wegen der möglichen Gefahr der Bildung explosiver Wasserstoff-Luft-Gemische vermeidet man das Entstehen von Wasserstoff durch Zugabe von Nitraten. Mit diesen bildet sich Ammoniak, das sich in der alkalischen Lösung nicht löst und als Gas austritt. Diese Gasbildung führt zu einer zusätzlichen Lockerung des Schmutzknäuels und zu einer Durchmischung der Lösung.

WC-Reiniger:

Saure Reiniger, enthielten früher meist Natrium- oder Kaliumhydrogensulfat, heute vor allem Methan-, Essig- oder Zitronensäure. Die saure Lösung löst vor allem Kalkablagerungen und Urinstein, Tenside entfernen Schmutz. Gleichzeitig wirkt die Lösung desinfizierend.

Glasreiniger:

Schwach alkalische Reiniger, enthalten häufig Ammoniak oder Natriumhydroxid, vor allem zur Entfernung von Fettrückständen auf Glas. Tenside entfernen Schmutzpartikel.

- **A5** Seife ergibt mit Wasser eine alkalische Lösung, die den Säureschutzmantel der Haut abbauen bzw. schwächen kann. Empfindliche Haut wird dadurch trocken, rissig und angreifbar durch Mikroorganismen. "Seifenfreie Waschstücke" und "pH-neutrale Duschlotionen" schädigen den Schutzmantel aufgrund ihres pH-Werts nicht.
- **A6** Einmal wird Essig als Lebensmittelzusatzstoff eingesetzt, da er aufgrund des niedrigen pH-Werts konservierend wirkt, ferner stellt er auch ein geschätztes Würzmittel dar. In Essigreinigern dient der Essig vor allem zum Entfernen von Kalkflecken und -rändern. Ferner wirkt die saure Lösung desinfizierend.
- **A7** Eine Verpackungsaufschrift lautet z.B.: "Nicht anwenden auf lackierten Oberflächen und Marmor (Kalk)".

Beobachtungen: An der Oberfläche der Marmorstückchen bilden sich Gasbläschen. Die Stückchen werden mit der Zeit kleiner und verschwinden schließlich. Ergebnis: Kalk reagiert mit sauren Lösungen zu einem Gas (Kohlenstoffdioxid) und einer löslichen Verbindung.

- **A8** Die Laborantin hat zwar berücksichtigt, dass gleiche Volumina vorliegen, jedoch nicht, dass diese Lösungen wohl eine unterschiedliche Konzentration besitzen. Zur vollständigen Neutralisation muss die Anzahl der Oxonium- und der Hydroxid-Ionen gleich sein.
- **A9** Das Maschinenspülmittel ergibt mit Wasser eine alkalische Lösung, wichtig für das Entfernen von Fett- und Eiweißresten, z.B. auf Geschirr. Der Klarspüler ergibt eine schwach saure Lösung, sodass bei der Klarspülung Reste des alkalischen Reinigers entfernt werden.
- **A10** Die Spülung ergibt eine saure Lösung. Sie neutralisiert Reste der alkalischen Färbeflüssigkeit und führt dazu, dass sich die durch die alkalische Lösung gespreizte Schuppenschicht des Haares wieder schließt.
- **A11 a**) Bei einer übermäßigen Magensäureproduktion kann es zu "Sodbrennen" kommen, einem dumpfen Schmerz hinter dem Brustbein, wobei Magensaft in die Speiseröhre steigen und ein unangenehmes Brennen verursachen kann.

Sodbrennen tritt meist nachts (im Liegen) auf, nach spät genossenen üppigen Mahlzeiten mit fetthaltigen Speisen, Kuchen oder Süßspeisen, Tabak- und Alkoholgenuss. Durch Umstellen der Lebens- und Ernährungsgewohnheiten lassen sich leichte Beschwerden in den Griff bekommen. Chronische Beschwerden sind häufig auf einen nicht vollständig funktionsfähigen inneren Speiseröhrenschließmuskel ("Mageneingangspförtner") zurückzuführen, der als Art Ventil die Speisen bei der Nahrungsaufnahme in den Magen durchrutschen lässt, umgekehrt jedoch verhindert, dass Mageninhalt in die Speiseröhre zurückfließt.

b) Antazida sind Säure bindende Medikamente, die die Magensäure teilweise neutralisieren und damit dem Sodbrennen entgegenwirken, z.B. ein Gemisch aus Aluminiumhydroxid (Al(OH)₃) und Magnesiumhydroxid (Mg(OH)₂).

6.2 Worin unterscheiden sich Säuren und saure Lösungen?

Zur Aufgabe

A1 In reiner Essigsäure liegen Essigsäure-Moleküle vor, die den elektrischen Strom nicht leiten. Wird Essigsäure mit Wasser verdünnt, bilden sich Ionen; die Lösung leitet den elektrischen Strom.

Zu den Versuchen

V1 Bei allen drei Lösungen erfolgt ein Farbumschlag nach gelb, es liegen saure Lösungen vor.

V2 Verdünnte Salzsäure und Citronensäure-Lösung leiten den elektrischen Strom, eine Citronensäure-Schmelze nicht. In der verdünnten Salzsäure und in der Citronensäure-Lösung sind demnach Ionen vorhanden, in der Schmelze nicht. Dort liegen Citronensäure-Moleküle vor.

6.4 Was sind Laugen und alkalische Lösungen?

Zur Aufgabe

A1 Natriumhydroxid ist ein weißer Feststoff mit der Verhältnisformel NaOH. Natronlauge ist eine wässrige Lösung von Natriumhydroxid.

Zu den Versuchen

V1 Dies ist ein Modellversuch zur Wirkungsweise von Rohrreinigern. Die Reaktion verläuft nach folgender Reaktionsgleichung:

$$Al(s) + 3 H_2O(l) + NaOH(aq) \rightarrow Na+(aq) + [Al(OH)_4]^-(aq) + 1,5 H_2(g)$$

Rohrreiniger enthält jedoch zusätzlich noch Nitrat. Dieses reagiert mit Wasserstoff u.a. zu Ammoniak.

Hinweis: An der Oberfläche des Metalls liegt kein elementares Aluminium vor. Aluminium wird an der Luft passiviert, d.h. mit einer Schutzschicht aus Alumniumoxid und Aluminiumhydroxid überzogen. Durch Natronlauge werden dieses in lösliches Aluminat umgewandelt:

$$Al(OH)_3 + NaOH$$
 $\longrightarrow Na+ + [Al(OH)_4]^-$
 $Al_2O_3 + 2 NaOH + 3 H_2O$ $\longrightarrow 2 Na+ + 2 [Al(OH)_4]^-$

Daher verläuft die Reaktion anfangs relativ langsam.

V2 Die Hinweise zum Umgang mit Natrium sind zu beachten. Bei allen Versuchen mit Natrium sollte man wegen möglicher Peroxidbildung darauf achten, **frisch entrindetes** Natrium zu verwenden. Die Natriumabschnitte, die beim Entrinden anfallen, sollten nicht wieder in das Vorratsgefäß zurückgegeben werden. Sie können durch Reaktion mit Ethanol entsorgt werden. Da es nicht auszuschließen ist, dass es zu einem Zerplatzen des Natriumkügelchens kommt, sollte man im Abstand von 4 bis 5 cm eine Glasplatte über der Glaswanne anbringen. Auf keinen Fall darf die Glasplatte auf der Glaswanne aufliegen.

Es bildet sich sofort eine Kugel aus geschmolzenem Natrium, die auf der Wasseroberfläche zischend hin- und herfährt und eine Spur von Gasbläschen hinterlässt. Die Kugel wird schnell kleiner und verschwindet, gleichzeitig bildet sich eine glitschige, seifige Lösung. Der Indikator Bromthymolblau schlägt von grün nach blau um. Es liegt also eine alkalische Lösung vor.

V3 Im Handel sind verschieden Korngrößen von Calcium erhältlich. Man sollte sich für die größeren entscheiden, sie lassen sich von den Schülern besser handhaben. Falls man eine Tiegelzange verwendet, sollte diese "umgekehrt" verwendet werden. Übrigens: Auch Calcium sollte unter Paraffinöl aufbewahrt werden. Da es nicht so häufig eingesetzt wird, hat man bald nur noch Calciumoxid bzw. Calciumhydroxid im Aufbewahrungsgefäß. Vor dem Gebrauch gibt man die Calciumkörner in einen Faltenfilter, in den man mit einer Nadel ein kleines Loch gestochen hat. Man übergießt sie dann mit Benzin. Das aus dem Trichter ablaufende Benzin befreit sie vom Paraffinöl.

Die Knallgasprobe verläuft positiv, es ist demnach Wasserstoff entstanden. Die Blaufärbung einer Bromthymolblau-Lösung weist auf eine alkalische Lösung hin.

V4 Beide Lösungen sind aufgrund der vorhandenen Hydroxid-Ionen und Metallkationen leitfähig.

V5 Es kann auch ein Porzellantiegel eingesetzt werden; allerdings wird dieser vom Natriumhydroxid "aufgeschlossen" und nach etwa dreimaligem Gebrauch zerstört.

Auch die Schmelzen leiten aufgrund der vorhandenen frei beweglichen Ionen den elektrischen Strom.

6.5 Indikatoren und pH-Wert

Zu den Aufgaben

A1 In die Lösungen werden 3 bis 5 Tropfen Universalindikator-Lösung gegeben. Aus den Farben lässt sich ablesen, ob eine saure, eine alkalische oder eine neutrale Lösung vorliegt. (Man kann auch mit einem Glasstab jeweils einen Tropfen der Lösungen auf Universalindikator-Papier tropfen.) Citronensäure bildet mit Wasser eine saure, Seife eine alkalische Lösung. Reines Wasser ist neutral.

A2 Bei pH = 7 bis 8 gedeihen Erdbeerpflanzen am besten (siehe [B4]), Heidelbeerpflanzen benötigen sauren Boden mit pH = 4 bis 5. Daher gedeihen sie im gleichen Boden wie Erdbeerpflanzen nicht optimal.

A3 Wenn 100 ml Salzsäure, deren pH-Wert 2 beträgt, auf 1l verdünnt werden, so ist der pH-Wert der verdünnten Lösung pH = 3. Die Konzentration der Wasserstoff-Ionen sinkt bei der Verdünnung der Ausgangslösung auf 1/10, der pH-Wert steigt um 1.

Zu den Versuchen

V1 Rotkohlsaft ist ein Indikator, der nicht nur zwei Farben zeigt. Die Farbskala für Rotkohl als Indikator:

pH-Wert	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Farbe	wein- rot		rosa	vio	olett		blau- violet	t	grün			gelb		

Auswertung:

Prüflösung	Eigenschaft der Lösung				
	sauer	neutral	alkalisch		
Speiseessig	Х				
Entkalker	Х				
Essigreiniger	Х				
Neutralreiniger		Х			
Zucker		Х			
Speisesalz		Х			
Kern-/Schmierseife			Х		
Haushaltsnatron			Х		
Soda			X		

V2 Der Rotkohlsaft ergibt mit Natriumcarbonat-Lösung eine gelbe Färbung, es liegt eine alkalische Lösung vor. Mit Essigsäure-Lösung tritt eine rote Färbung auf, es handelt sich um eine saure Lösung. Lässt man die Essigsäure-Lösung vorsichtig zur Natriumcarbonat-Lösung fließen, so wird diese überschichtet. Im Grenzbereich zwischen den Lösungen zeigt der Indikator eine grün-blaue Färbung und damit eine nahezu neutrale Lösung an.

V3 Speiseessig besitzt einen pH von 2,5 bis 3; Seifenlösung einen pH von 9 bis 10.

V4 Es ist ein pH-Bereich von 5 bis 6 zu erkennen.

6.6 Säure-Base-Definition nach Brønsted

Zu den Aufgaben A1

Aufgabe	Säure	Base
a)	H ₂ O	NH ₂
b)	H ₂ O	NH ₃
c)	CH₃COOH	H ₂ O
d)	HNO ₃	F ⁻
e)	H ₃ PO ₄	H ₂ O
f)	HF	H ₂ O

A2 Als Erläuterung der Beobachtungen kann die Teilchenebene herangezogen werden:

Beobachtung (Stoffebene)	Erklärung (Teilchenebene)			
Indikatorlösung spritzt in den Kolben	Die Chlorwasserstoff-Moleküle verschwinden aus dem Gasraum, weil sie mit den Wasser-Molekülen zu Oxonium-Ionen und Chlorid-Ionen reagieren. (Im Kolben entsteht ein Unterdruck, wodurch die Indikatorlösung angesaugt wird.)			
Farbumschlag der Indikatorlösung	Die Oxonium-Ionen bewirken den Farbumschlag der Indikatorlösung.			

b) Protonenabgabe
$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$
Protonenaufnahme

c) Protonenabgabe

$$CH_3COOH + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$$

Protonenaufnahme

e) Protonenabgabe
$$H_{3}PO_{4} + H_{2}O \longrightarrow H_{2}PO_{2}^{-} + H_{3}O^{+}$$
Protonenaufnahme

f) Protonenabgabe

$$HF + H_2O \longrightarrow F^- + H_3O^+$$

Protonenaufnahme

Zu den Versuchen

V1 a) Die Milchsäure-Lösung ist aufgrund der vorhandenen Oxonium-Ionen und Säurerest-Ionen leitfähig.

b) Reine Milchsäure besitzt keine Leitfähigkeit. Es liegen Milchsäure-Moleküle vor.

V2 Die Bildung des Chlorwasserstoffgases erfolgt nach dem Schema:

Reaktionsgleichung:
$$H_2SO_4(I) + 2 NaCl(s) \rightarrow Na_2SO_4(s) + 2 HCl(g)$$

V3 a) Mit den Chlorid-Ionen der in V3 entstandenen Salzsäure bildet sich ein schwer löslicher Niederschlag von weißem Silberchlorid:

$$Ag^{+}(aq) + Cl^{-}(aq) \longrightarrow AgCl(s)$$

b) Farbumschlag nach rot, aufgrund der gebildeten Oxonium-Ionen.

V4 Nach kurzer Zeit spritzt die Indikatorlösung in den Kolben. Es erfolgt ein Farbumschlag nach Rot.

Wichtige Stationen der historischen Entwicklung des Säure-Base-Begriffes

Ältere Säure-Base-Begriffe. Schon im Altertum war der Essig bekannt. "Essig" und "sauer" sind Begriffe, die von den Griechen fast gleichbedeutend gebraucht wurden. Das griechische Wort für Essig ist oxos, für sauer oxys. Im 17. Jahrhundert wurde eine erste allgemeine Definition für Säuren von R. Boyle eingeführt. Für ihn war die Farbänderung einiger Pflanzenfarbstoffe (Indikatoren) bei Zugabe von Säuren ein wesentliches Kennzeichen von Säuren. Andere, wie z. B. der westfälische Chemiker O. Tacke (Tachenius), legten besonderes Gewicht auf die Fähigkeit der Säuren, die Wirkung von alkalischen Lösungen aufzuheben.

Später lernte man Stoffe kennen, die zwar keine alkalischen Lösungen, aber mit Säuren Salze bilden (z.B. Kupferoxid). Etwa ab 1730 tritt in Frankreich für diese Stoffe die Bezeichnung Base auf, da sie die Basis für die Salzbildung sind. A.L. Lavoisier, der Begründer der wissenschaftlichen Chemie, beobachtete, dass sich Nichtmetalle beim Verbrennen mit einem Bestandteil der Luft zu Stoffen verbinden, die sich in Wasser zu Säuren "lösen". Den bei der Verbrennung gebundenen Luftbestandteil nannte er "gas oxygene", d.h. sauermachendes Gas. Im Deutschen wurde dafür der Name Sauerstoff eingeführt. Nach Lavoisier enthielten alle Säuren Sauerstoff. Ende des 18. Jahrhunderts war die Zusammensetzung einiger Säuren (z.B. Milchsäure, Citronensäure, Blausäure) bekannt. Fest stand damit, dass alle bisher bekannten Säuren Wasserstoffverbindungen, aber nicht unbedingt Sauerstoffverbindungen sind. In einem wichtigen Zeitschriftenartikel aus dem Jahre 1838 über Säuren stellte J.v. Liebig fest, dass Säuren Wasserstoffverbindungen sind, in welchen Wasserstoff durch Metalle ersetzt werden kann.

Der Säure-Base-Begriff nach S. Arrhenius. Im 19. Jahrhundert wurden viele chemische Reaktionen unter dem Einfluss des elektrischen Stromes untersucht. 1887 führte S. Arrhenius auf der Grundlage vieler Experimente und Beobachtungen die elektrische Leitfähigkeit saurer Lösungen darauf zurück, dass die Moleküle von Säuren sich im Wasser in Wasserstoff-Ionen und Säurerestionen spalten. Die Wasserstoff-Ionen sind entscheidend für die typischen Merkmale saurer Lösungen. Basen sind Verbindungen, die in Wasser in Hydroxid-Ionen und Metallionen zerfallen. Die Hydroxid-Ionen sind entscheidend für die Merkmale alkalischer Lösungen. Bei der Neutralisation verbinden sich die Wasserstoff- und die Hydroxid-Ionen zu Wasser.

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

Die Säurerestionen der Säure und die Metallionen der Base spielen für die Neutralisation keine Rolle.

Der Säure-Base-Begriff nach J. N. Brønsted. Eine Schwäche der Arrhenius-Theorie bildet die Beschränkung des Base-Begriffs auf Hydroxidverbindungen. Viele Stoffe, z. B. auch Ammoniak, bilden alkalische Lösungen, ohne Hydroxidverbindungen zu sein. Nach Arrhenius spalten sich bei Zugabe von Chlorwasserstoff zu Wasser die Chlorwasserstoff-Moleküle in Wasserstoff-Ionen und Chlorid-Ionen.

$$HCl \rightarrow H^{+} + Cl^{-}$$

Auch bei der Salzbildung aus Chlorwasserstoff- und Ammoniakgas und beim Einleiten von Ammoniak in Wasser finden Protonenabgabe und -aufnahme statt. Um solche Reaktionen gleichberechtigt behandeln zu können, wurde der Säure- und Base-Begriff von J.N. Brønsted 1923 neu gefasst.

Hinweise zur Begrifflichkeit

Viele Wasserstoffverbindungen können Protonen an die Moleküle des Wassers abgeben, dabei wird ein Proton von einem freien Elektronenpaar eines Wasser-Moleküls gebunden. Die so gebildeten $\rm H_3O^+$ -Ionen liegen in wässriger Lösung hydratisiert vor. Für diese Ionen saurer Lösungen existieren unterschiedliche Bezeichnungen wie Oxonium-Ionen, Hydronium-Ionen, Hydroxonium-Ionen, Wasserstoff-Ionen. Gerade für den Chemieunterricht der Schule sind eindeutige und sinnvolle Begriffe notwendig.

Die IUPAC-Empfehlungen nennen den Namen Oxonium-Ion für das H₃O⁺-Ion, wenn dieses Ion gemeint ist. Wenn man ein hydratisiertes Proton meint, ohne die genaue Zusammensetzung angeben zu wollen, legt die IUPAC-Empfehlung "Wasserstoff-Ion" nahe.

Im Werk Elemente Chemie wird deshalb der Name Oxoniumion gebraucht, wenn das durch die Protonenübertragung gebildete Ion H₃O⁺ gemeint ist.

6.7 Protonendonatoren und -akzeptoren

Zu den Aufgaben

A1

- Ameisensäure-Moleküle können ein Proton abgeben.
- Nur das an das Sauerstoff-Atom gebundene Wasserstoff-Atom ist so stark polarisiert, dass es als Proton abgespalten wird.

$$H-C$$
 Formiat-lon

A2

Zum Versuch

V1 Der Rauch verstärkt sich unter der Glasglocke. Der weiße Feststoff setzt sich an der Wand der Glasglocke ab. Es handelt sich um Ammoniumchlorid.

$$(2) \quad \left[\begin{array}{c} \textcircled{0} \\ H - \textcircled{0} \end{array}\right]^{2} \quad + \quad H \quad 0 \quad H \quad \longrightarrow \quad \left[\begin{array}{c} \textcircled{0} \\ \textcircled{0} \end{array}\right]^{2} \quad + \quad \left[\begin{array}{c} H - \overline{0} - H \\ H \end{array}\right]^{4}$$

6.8 Ammoniak und Ammoniumchlorid

Zu den Aufgaben

A1 EN(N) = 3.0; EN(H) = 2.1;

$$\begin{array}{ccc}
 & H^{\delta+} \\
 & I \\
 & I \\
 & H^{\delta-} \\
 & H^{\delta+} \\
 & Dipol
\end{array}$$

A2 Ammoniakwasser leitet den elektrischen Strom, da es NH_4^+ -Ionen (Ammonium-Ionen) und OH^- -Ionen (Hydroxid-Ionen) enthält.

A3 Die N—H-Bindungen im Ammoniak-Molekül sind polar und das Molekül besitzt einen pyramidalen Bau. Ammoniak-Moleküle stellen wie Wasser-Moleküle Dipole dar. Die Polarität der N—H-Bindungen und das Vorhandensein eines nicht bindenden Elektronenpaares am zentralen Stickstoff-Atom ermöglichen die Ausbildung von Wasserstoffbrücken zwischen Ammoniak-Molekülen. Hierauf ist die verhältnismäßig hohe Siedetemperatur im Vergleich zu Chlorwasserstoff (–85 °C) oder Stickstoff (–196 °C) zurückzuführen.

Zu den Versuchen

V1 Ammoniak löst sich sehr gut in Wasser: 1176 Liter lösen sich bei 0 °C in 1 Liter Wasser. Durch die Volumenverringerung entsteht ein starker Unterdruck im Kolben. Dadurch wird das Wasser nach oben befördert.

Im Ammoniakwasser liegen vor allem solvatisierte Ammoniak-Moleküle vor.

Der Salzsäurespringbrunnen wird auch immer mit der guten Löslichkeit von Chlorwasserstoff in Wasser begründet. Dies ist allerdings im erweiterten Sinne gemeint. Im Gegensatz zum Ammoniakspringbrunnen findet nämlich beim Salzsäurespringbrunnen eine chemische Reaktion statt. Die Chlorwasserstoff-Moleküle reagieren mit den Wasser-Molekülen. Dadurch verschwinden die Chlorwasserstoff-Moleküle aus dem Gasraum. In der Lösung liegen dann vor allem Oxonium- und Chlorid-Ionen vor und nicht die Chlorwasserstoff-Moleküle.

V2 Im Durchmischungsbereich kommt es zur Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Ammoniak unter Bildung von weißem Ammoniumchlorid, das sich abscheidet. Ammoniak diffundiert aufgrund seiner Dichte rasch nach oben, sodass die Reaktion vor allem im oberen Standzylinder abläuft.

6.9 Typische Reaktionen von Säuren

Zu den Aufgaben

A1

a)
$$2 \text{ HNO}_3 + \text{CaO(s)} \longrightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$$
b) $2 \text{ CH}_3\text{COOH} + \text{Mg} \longrightarrow \text{Mg(CH}_3\text{COO)}_2 + \text{H}_2$
c) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Fe} \longrightarrow \text{FeSO}_3 + \text{H}_2$
d) $2 \text{ HCl} + \text{CaO} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Bei Verwendung der Ionenschreibweise wird deutlicher, welche Ionen mit welchen Ionen reagieren und wie die Ionen vorliegen.

a)
$$2 H_3 O^+ + 2 NO_3^- + CaO \longrightarrow Ca^{2+} + 2 NO_3^- + 3 H_2 O$$

b) $2 CH_3 COO^- + 2 H_3 O^+ + Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2 CH_3 COO^- + H_2 + 2 H_2 O$
c) $2 H_3 O^+ + SO_3^{2-} + Fe \longrightarrow Fe^{2+} + SO_3^{2-} + H_2 + 2 H_2 O$
d) $2 H_3 O^+ + 2 Cl^- + CaO \longrightarrow Ca^{2+} + 2 Cl^- + 3 H_2 O$

A2
$$2 H_3 O^+ + SO_4^{2-} + Zn \longrightarrow Zn^{2+} + SO_4^{2-} + H_2 + 2 H_2 O$$

A3 MgO + 2 H₃0⁺ + 2 Cl⁻
$$\longrightarrow$$
 Mg²⁺ + 2 Cl⁻ + 3 H₂0 ZnO + 2 H₃0⁺ + 2 Cl⁻ \longrightarrow Zn²⁺ + 2 Cl⁻ + 3 H₂0

A4 Stoffgleichung:

$$Fe_2O_3 \cdot H_2O + 2 H_3PO_4 \rightarrow 2 FePO_4 + 4 H_2O$$

Ionengleichung:

$$2 \text{ Fe}^{3+} + 3 0^{2-} + 6 \text{ H}_3 0^+ + 2 \text{ PO}_4^{3-} \rightarrow 2 \text{ Fe}^{3+} + 2 \text{ PO}_4^{3-} + 9 \text{ H}_2 0$$

Vereinfachte Ionengleichung:

$$3 \, 0^{2^{-}} + 6 \, H_{3} 0^{+} \rightarrow 9 \, H_{2} 0$$
 oder $0^{2^{-}} + 2 \, H_{3} 0^{+} \rightarrow 3 \, H_{2} 0$

Zu den Versuchen

V1

- a) Verdünnte Salzsäure reagiert mit Magnesium unter Gasentwicklung. Die Knallgasprobe zeigt, dass es sich um Wasserstoff handelt.
- b) Verdünnte Schwefelsäure reagiert mit Zink wie bei (a).
- c) Silber und Gold reagieren nicht mit verdünnter Salzsäure.
- **V2 a)** Erwärmt man die Suspension aus Kupferoxid und verdünnter Salzsäure, erhält man sofort eine blaue Lösung. Dies ist ein deutlicher Hinweis auf eine chemische Reaktion. Es entsteht eine Kupferchloridlösung (s. B4 Arbeitsbuch).
- b) Nach dem Eindampfen verbleibt ein grün-blauer Feststoff von Kupferchlorid.
- c) Es entstehen weiße Feststoffe aus Magnesiumchlorid (MgCl₂) bzw. Zinkchlorid (ZnCl₂).

6.10 Exkurs Reaktionen von Säuren mit Salzen

Zur Aufgabe

A1 2 KNO₃ + H₂SO₄
$$\rightarrow$$
 K₂SO₄ + 2 HNO₃

Zum Versuch

V1

- **a)** Je nach Carbonat-Anteil kommt es beim Auftropfen von Salzsäure zu einem mehr oder weniger starken Aufschäumen.
- **b)** Aus dem Natriumcarbonat wird mit Salzsäure Kohlenstoffdioxid gebildet, welches im Gärröhrchen eine Trübung des dort befindlichen Kalkwassers durch Bildung von Calciumcarbonat hervorruft.

6.11 Typische Reaktionen von Laugen

Zu den Aufgaben

A1 Stoffgleichung:

FeS + 2 HCl
$$\rightarrow$$
 FeCl₂ + H₂S

Ionengleichung:

$$Fe^{2+} + S^{2-} + 2 H_3 O^+ + 2 Cl^- \rightarrow Fe^{2+} + 2 Cl^- + H_2 S + 2 H_2 O^+$$

Vereinfachte Ionengleichung:

$$S^{2-} + 2 H_3 O^+ \rightarrow H_2 S + 2 H_2 O$$

A2 Nachweis des Ammonium-Ions:

Eine Salmiakpastille wird zusammen mit einem Natriumhydroxidplätzchen in ein Reagenzglas gegeben. Auf das Reagenzglas setzt man einen durchbohrten Stopfen, in dem ein Gärröhrchen steckt. Im Gärröhrchen ist etwas Phenolphthaleinlösung. Wenn man das Glas gelinde erwärmt, dann verfärbt sich der Indikator rot.

Nachweis des Chlorid-Ions:

Man lässt eine Salmiakpastille in etwas Wasser einige Minuten weichen und dekantiert dann ab. Zur Lösung, die abdekantiert wurde, gibt man verdünnte Salpetersäure und dann einige Tropfen Silbernitratlösung. Es bildet sich ein weißer Niederschlag.

Zum Versuch

V1 Aus dem Ammoniumchlorid wird mit Natriumhydroxid Ammoniak gebildet, das im Gärröhrchen mit dem dort befindlichen Phenolphthalein eine Rotviolettfärbung hervorruft.

6.12 Die Neutralisation

Zu den Aufgaben

A1 Beim Zusammengeben von Salzsäure und Natronlauge wird thermische Energie frei, es liegt also eine exotherme Reaktion vor. Außerdem bleibt beim Verdunsten oder Verdampfen der Lösung Natriumchlorid als neuer Stoff zurück.

A3 Reagiert konzentrierte Salzsäure mit konzentrierter Natronlauge, so entsteht so viel Natriumchlorid, dass seine Löslichkeit überschritten wird und es ausfällt.

A4 Bei der Reaktion von Calciumoxid und Salzsäure entstehen (gelöstes) Calciumchlorid und Wasser. Man kann diese Reaktion ebenfalls als Neutralisation bezeichnen, weil auch hier Wasser entsteht.

$$CaO + 2H_3O^+ + 2Cl^- \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^- + 3H_2O$$

(Die Schülerinnen und Schüler können auch argumentieren, dass aus dem gebrannten Kalk und Wasser zunächst Kalkwasser entsteht, das dann mit der Salzsäure reagiert.)

Α5

$$Ca(OH)_2(aq) + 2 HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2 H_2O$$

Ionengleichung:

$$Ca^{2+} + 2OH^{-} + 2H_{3}O^{+} + 2NO_{3}^{-} \rightarrow Ca^{2+} + 2NO_{3}^{-} + 4H_{2}O$$

Vereinfachte Ionengleichung:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2 H_2O$$

d) Stoffgleichung: NaOH + HCOOH \longrightarrow HCOONa + H₂O

 $NH_3 + H_3O^+ \rightarrow NH_4^+ + H_2O$

Ionengleichung:

b) Stoffgleichung:

$$Na^{+} + OH^{-} + H_{3}O^{+} + HCOO^{-} \rightarrow HCOO^{-} + Na^{+-} + 2 H_{2}O$$

Vereinfachte Ionengleichung:

$$OH^- + H_3O^+ \rightarrow 2 H_2O$$

Die Übereinstimmung der vereinfachten Ionengleichungen verdeutlicht, dass bei Neutralisationsrektionen immer die gleichen Ionen miteinander reagieren. Dies erklärt auch die, bezogen auf gleiche Stoffmengen an Oxonium-Ionen, immer annähernd gleiche Neutralisationsenergie.

Zu den Versuchen

V1 a) Gegenüber der Salzsäure und der Natronlauge ist die Temperatur der entstandenen Lösung leicht erhöht.

b) Unter der Lupe sind würfelförmige Kristalle zu erkennen. Es handelt sich um Natriumchlorid, also Kochsalz.

V2 Die Reaktion läuft unter einer starken Wärmeentwicklung ab. Beim Zutropfen der Salzsäure fällt ein weißer Niederschlag aus, Natriumchlorid.

V3 Dieser Lehrerversuch dient zur Bestätigung der Wasserbildung bei der Neutralisation. Die Versuchsvorschrift stammt von Dr. J. Freienberg, Institut für Didaktik der Chemie, Universität Rostock.

Zusatzversuch

Zur Bestätigung der Wasserbildung kann noch der folgende Lehrerversuch eingesetzt werden: In einem Reaktionsrohr wird über festes Natriumhydroxid trockenes Chlorwasserstoffgas geleitet. Es entstehen Natriumchlorid und Wasser, thermische Energie wird frei.

6.14 Massenanteil, Massen- und Volumenkonzentration

Zu den Aufgaben

A1 Wenn sich in 100 g Wasser maximal 203,9 g Zucker lösen, so hat die Zuckerlösung eine Masse von m = 303,9 g. Der Massenanteil wird wie folgt berechnet:

$$w(Zucker) = \frac{m(Zucker)}{m(Zuckerl\ddot{o}sung)} = \frac{203,9 \text{ g}}{303,9 \text{ g}} = 0,6709 = 67,09 \%$$

A2 Das Heilwasser, dessen Etikett in B3 angegeben ist, enthält 136,30 mg Calcium- und 107,00 mg Magnesium-lonen in einem Liter. Damit sind insgesamt in einem Liter Heilwasser 243,30 mg Calcium- und Magnesium-lonen enthalten. Somit liegt ein hartes Wasser vor und ist deshalb zum Bierbrauen nicht geeignet. Brauwasser sollte weich sein und 1 Liter nicht mehr als 10 mg Calcium- und Magnesium-lonen enthalten.

6.15 Praktikum Der Umgang mit Pipette und Bürette

Zu den Aufgaben

A1 Siehe V2, b/c

A2 Beispiel: 1 ml/25 Tropfen ≈ 0,04 ml/Tropfen

Zu den Versuchen

V1

- a) (I) Volumen des Wassers im Messzylinder z.B. 51 ml
- (II) Ursachen für den Unterschied: Ablesefehler; Messzylinder zu ungenau; zu viel Wasser mit der Pipette angesaugt.
- b) (I) Das Volumen des Wassers in der Messpipette beträgt 2 ml, es sind also 8 ml abgeflossen
- (II) Volumen des Wassers im Messzylinder z.B. 7,5 ml
- (III) Ursachen für den Unterschied: Anzeige an den Volumenmessgeräten ungenau; Messzylinder ungenauer als Messpipette; Flüssigkeitsverluste beim Übertragen.
- (IV) Genaueres Messgerät für 2 ml: Messpipette.

V2

b/c Im Schülerversuch reicht die Spanne der Tropfenanzahl für 1 ml ungefähr von 15 bis 40 Tropfen. Der Schwerpunkt liegt bei 20 bis 25 Tropfen. Die Tropfenanzahl und das Volumen der Tropfen hängen von dem Durchmesser des Ablaufs des Bürettenhahns, von der Stellung des Hahns und von der Höhe der Wassersäule in der Bürette ab.

6.16 Praktikum Konzentrationsermittlung durch Titration

Zu den Versuchen

V1 Bestimmung der Konzentration einer Natronlauge. Siehe Musterlösung im Buch, Kap. 6.16, B1

V2 Wie viel Essigsäure ist in Essig oder Essigreiniger enthalten?

Bei 5 %igem Essig liegen die von den Schülerinnen und Schülern bestimmten Volumina der Natronlauge meist zwischen 7,5 und 8,8 ml Natronlauge. Bei 6 %igem Essig liegen die von den Schülerinnen und Schülern bestimmten Volumina der Natronlauge meist zwischen 9 und 10,5 ml Natronlauge.

Hinweis: Im Handel sind meist Essigsorten mit einem Essigsäureanteil von 5% oder 6%. Es handelt sich hierbei um den Massenanteil.

Eine 5 %ige Essigsäure hat die Dichte $\varrho \sim 1,0055\,\mathrm{g/ml}$; in 11 dieser Essigsäure sind damit 50,28 g Essigsäure gelöst. In 10 ml dieser Essigsäure sind damit ca. 0,503 g Essigsäure gelöst. Zur Neutralisation von 0,06 g Essigsäure ist 1 ml Natronlauge der Konzentration c(NaOH) = 1 mol/l notwendig. Zur Neutralisation von 0,503 g Essigsäure sind damit ca. 8,4 ml Natronlauge erforderlich. Eine 6 %ige Essigsäure hat die Dichte $\varrho \sim 1,0069\,\mathrm{g/ml}$; in 11 dieser Essigsäure sind damit 60,41 g Essigsäure gelöst. In 10 ml dieser Essigsäure sind damit ca. 0,604 g Essigsäure gelöst. Zur Neutralisation von 0,06 g Essigsäure ist 1 ml Natronlauge der Konzentration c(NaOH) = 1 mol/l notwendig. Zur Neutralisation von 0,604 g Essigsäure sind damit ca. 10,1 ml Natronlauge erforderlich.

Musterlösung:

Versuchsergebnis: Zur Neutralisation von 10 ml Essig werden 8,5 ml Natronlauge-Maßlösung benötigt.

Gegeben: 1ml Natronlauge (c = 1 mol/l) neutralisieren 60 mg = 0,06 g Essigsäure.

Zu V2,1: 8,5 ml Natronlauge neutralisieren 8,5 mal so viel Essigsäure wie 1 ml Natronlauge: $m(\text{Essigsäure}) = 8,5 \cdot 0,06 \text{ g} = 0,51 \text{ g}$.

Somit ist die Massenkonzentration der Essigsäure β (Essigsäure): $\frac{m(\text{Essigsäure})}{V(\text{Essig})} = \frac{0.51 \, \text{g}}{0.010 \, \text{l}} = 51 \, \text{g/l}$

Zu V2,2: Der Massenanteil der Essigsäure w(Essigsäure) beträgt:

$$w(\text{Essigs\"aure}) = \frac{m(\text{Essigs\"aure})}{m(\text{Essig})} = \frac{0.51 \text{g}}{1000 \text{g}} \cdot 100 \% = 5.1\%$$

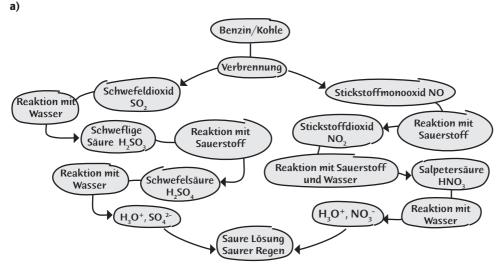
Hinweis: Der Massenanteil der Essigsäure in Essigreinigern liegt ebenfalls zwischen 5 und 6 %.

6.17 Impulse Saurer Regen und Waldschäden

Zu den Aufgaben

A1 Das $_{n}$ /" in NO $_{x}$ ist ein Platzhalter für 1 oder 2 und wird benutzt, wenn es unerheblich ist, ob NO oder NO $_{2}$ gemeint ist.

A2



b) Schädigung von Nadeln und Blättern,

Schädigung der Rinde durch herablaufende saure Lösung,

Schädigung der Feinwurzeln (gestörte Wasseraufnahme),

Freisetzung giftiger Schwermetallionen,

Auswaschung von Mineralsalzen,

Veränderung der Bodenorganismen (Verlangsamte Humusbildung, Schädlinge).

Zusatzinformation

Baumschäden, die auf klimatische oder menschliche Einflüsse zurückgeführt werden können, sind auch aus früheren Jahrhunderten bekannt. Rauch und Gase aus Hüttenwerken (z.B. im Harz) waren häufig die Ursache für extreme Baumschäden, die allerdings regional begrenzt blieben. Erst gegen Ende der 70er Jahre wurde man auf großräumig auftretende "neuartige Waldschäden" aufmerksam, die v.a. im Schwarzwald und in Ostbayern zuerst an Fichten auftauchten und sich in den Folgejahren auch auf andere Nadel- und Laubbäume ausdehnten.

Seit 1984 veröffentlicht das Bundesministerium für Ernährung, Landwirtschaft und Verbraucherschutz (bzw. der Vorgänger dieses Ministeriums) jährlich die Ergebnisse einer Waldschadenserhebung. Dazu werden die Schäden an ausgewählten "Probebäumen" zwischen Juli und August in einem bundesweiten Gitternetz von 4km × 4km erfasst und in vier Schadstufen eingeteilt. Beurteilungsgrundlage für die Einstufung sind hauptsächlich die Nadel- und Blattverluste sowie die Verfärbung der Nadeln und Blätter:

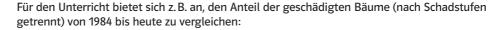
Schadstufe 0: keine Schadmerkmale bzw. Nadel-/Blattverlust bis 10%

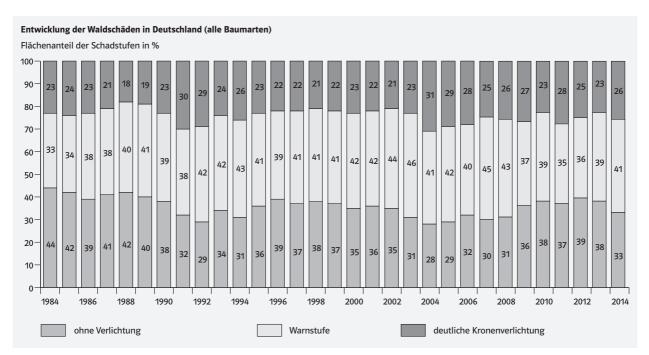
Schadstufe 1: "Warnstufe", schwach geschädigt, Nadel-/Blattverlust 11% bis 25%

Schadstufe 2: mittelstark geschädigt (krank), Nadel-/Blattverlust über 25 % bis 60 %

Schadstufe 3: stark geschädigt, Nadel-/Blattverlust über 60%

Schadstufe 4: Bäume abgestorben





Quelle: Bundesministerium für Ernährung, Landwirtschaft und Verbraucherschutz, Ergebnisse der Waldzustandserhebung 2014

Internet-Link (02.07.2015):

www.bmel.de/DE/Wald-Fischerei/Waelder/_texte/Waldzustand2014.html

Internetseite des Bundesministeriums für Ernährung, Landwirtschaft und Verbraucherschutz mit "Ergebnisse der Waldzustandserhebung 2014" (Bund) und "Waldzustandsbericht Rheinland-Pfalz 2014".

Das Land Rheinland-Pfalz hat Dauerbeobachtungsflächen eingerichtet, auf denen Waldschäden – getrennt nach Baumarten – untersucht werden.

Eine einhellige wissenschaftliche Meinung über die Ursache des Waldsterbens hat sich noch nicht gebildet. Offenbar ist eine Vielzahl von Faktoren verantwortlich, die in komplexer Weise zusammenspielen. Die Bedeutung einzelner Faktoren ist wohl auch abhängig von spezifischen Eigenarten eines speziellen Waldgebietes, wie z.B. der Bodenart oder den vertretenen Baumarten. Im Folgenden sollen die wichtigsten in der Literatur genannten Faktoren kurz charakterisiert werden.

Da ein großflächiger Schadstoffeintrag in die Wälder nur über die Atmosphäre erfolgen kann, kommt den Luftschadstoffen aus Industrie, Verkehr, Haushalt und Landwirtschaft eine zentrale Bedeutung als Verursacher zu.

Schwefeldioxid und Stickstoffoxide können über drei verschiedene Wege auf die Bäume einwirken:

 Über die Spaltöffnungen können sie direkt in das Innere der Blätter gelangen und die an der Fotosynthese beteiligten Organe schädigen.

- In der Atmosphäre reagieren sie zu Schwefliger Säure, Schwefelsäure und Salpetersäure, die eine starke pH-Wert-Erniedrigung des Regens, den "sauren Regen" bewirken.
- Über die gebildeten Säuren erfolgt eine Zufuhr von Sulfat und Nitrat in den Boden. Vor allem der Eintrag von Nitrat führt schnell zur Überdüngung.

Der saure Regen kann im Wesentlichen an zwei Stellen wirken:

- direkt an den Blättern bzw. den Nadeln. Für den Aufbau von Chlorophyll wichtige Magnesiumverbindungen werden in wasserlösliche Salze überführt und "ausgewaschen". Dadurch wird die Fotosynthese beeinträchtigt.
- indirekt über den Boden. Außer zu der oben erwähnten Überdüngung führt der saure Regen zu einer Versauerung des Bodens.

Einerseits führt dies wiederum zur Verringerung der Konzentrationen einiger wichtiger Pflanzennährsalze, wie z.B. Magnesium- und Kaliumsalze. Diese können im sauren Bereich zu wasserlöslichen Salzen reagieren, die ausgewaschen werden, bzw. es werden über Ionenaustauschvorgänge Metallkationen (z.B. Kalium-Ionen) gegen Oxonium-Ionen ausgetauscht. Andererseits kann sich der Gehalt mancher Metallionen durch den niedrigen pH-Wert erhöhen. Hier scheinen v.a. Aluminium-Ionen von Bedeutung zu sein, die aus wasserunlöslichen Aluminiumverbindungen von Bodenbestandteilen freigesetzt werden und die Feinwurzeln der Pflanzen zerstören bzw. deren Funktion stark beeinträchtigen können.

Außer den bisher genannten Luftschadstoffen, die insgesamt als Hauptverursacher der Waldschäden angesehen werden, kommen auch das Ozon, Kohlenwasserstoffe und chlorierte Kohlenwasserstoffe in Betracht.

Die Belastungen mit Ozon sind nicht an allen Standorten gleichermaßen bedeutsam, ihre allgemeine Bedeutung hinsichtlich einer schädigenden Wirkung hat allerdings in den letzten Jahrzehnten generell zugenommen, in denen ein stetiger Anstieg der Ozonkonzentration in der bodennahen Troposphäre registriert wurde. Das Ozon kann direkt auf die Chloroplasten der Blätter einwirken und deren Chlorophyll zerstören. Auch eine Schädigung der Wachsschicht durch Ozon wird angenommen. Die Bildung von Ozon in Bodennähe ist eng mit dem Vorhandensein von Stickstoffdioxid (aus dem Autoverkehr) verbunden, das fotolytisch atomaren Sauerstoff bildet, die Vorstufe für die Ozonbildung.

Baumschädlinge (Insekten, Mikroorganismen) werden allgemein nicht als eine Ursache von Waldschäden angenommen, sondern als Folgeerscheinung einer vorausgegangenen Schädigung durch andere Faktoren ("Schwächeparasiten").

Insgesamt wird angenommen, dass die starke, großflächige Ausbreitung der Waldschäden weniger auf die regional sehr unterschiedlich zu gewichtenden Einzelfaktoren zurückzuführen ist als vielmehr auf langzeitige, synergistische Wirkungen vieler Faktoren. Als wichtigster Faktor wird allerdings der saure Regen mit seinen vielfältigen Folgeerscheinungen angesehen.

Zu den Versuchen

V1/V2/V3 Die einzelnen Lösungen besitzen je nach Größe der Schwefelportion in V1 und je nach Verdünnungsstufe einen pH-Wert von 2 bis ca. 5. Pro Filterpapier sollten etwa 40 Kressesamen eingesetzt werden.

Während bei pH = 2 kein Sämling keimt, kommt es auf den anderen Filterpapieren nach ca. 4 Tagen zur Keimbildung. Es wachsen umso mehr Keimlinge, je höher der pH der verwendeten Lösung ist. Beim Kontrollexperiment setzt die Keimbildung bereits nach drei Tagen ein, dort sind nach ca. 6 Tagen die Kressepflanzen vollständig ausgebildet. Die Experimente mit Schwefeldioxidlösung zeigen abgestuft ein zeitlich verzögertes, schwaches Größenwachstum und verkümmerte Kressepflanzen. Nach einigen zusätzlichen Tagen beginnen die Kressepflanzen zu verdorren.

6.18 Wichtige Säuren in der Technik

Zu den Aufgaben

A1 Ammoniumsulfat könnte z.B. durch Neutralisation von Ammoniakwasser mit Schwefelsäure hergestellt werden:

$$2 \text{ NH}_{4}^{+} + 2 \text{ OH}^{-} + 2 \text{ H}_{3}^{0} + \text{ SO}_{4}^{2-} \longrightarrow 2 \text{ NH}_{4}^{+} + \text{ SO}_{4}^{2-} + 4 \text{ H}_{2}^{0}$$
 oder $2 \text{ NH}_{3}(\text{ag}) + 2 \text{ H}_{3}^{0} + \text{ SO}_{4}^{2-} \longrightarrow 2 \text{ NH}_{4}^{+} + \text{ SO}_{4}^{2-} + 2 \text{ H}_{2}^{0}$

(Diese Methode ist in der Industrie von untergeordneter Bedeutung. Der größte Teil des benötigten Ammoniumsulfats fällt bei der Nylonherstellung als Nebenprodukt an.)

Bariumsulfat (Trivialname Permanentweiß) könnte z.B. durch die Reaktion von Bariumchlorid (Sulfatnachweis) mit Schwefelsäure hergestellt werden:

$$Ba^{2+} + 2Cl^{-} + 2H_{3}O^{+} + SO_{4}^{2-} \rightarrow BaSO_{4} + 2H_{3}O^{+} + 2Cl^{-}$$

Bariumsulfat kommt in der Natur als Mineral (Schwerspat, Baryt) vor. Es ist jedoch schwierig, den Schwerspat so fein zu zermahlen, dass er sich als Farbpigment oder als Röntgenkontrastmittel eignet. Daher wird Baryt mit Kohle zunächst zu Bariumsulfid reduziert, welches man dann mit Salzsäure zu Bariumchlorid umsetzt. Mit Natrium- oder Magnesiumsulfat fällt man aus dieser Lösung feinst verteiltes Bariumsulfat.

A2 Entstehung der Schwefelsäure:
$$2 SO_2 + O_2 + 2 H_2O \rightarrow 2 H_2SO_4$$

Auflösen des Marmors und Bildung von Gips:

$$CaCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O + CO_2$$

A3 Stoffgleichung:

$$2 \text{ NaNO}_3 + \text{H}_2 \text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2 \text{SO}_4 + 2 \text{ HNO}_3$$

lonengleichung: 2 NaNO₃ +
$$H_2SO_4$$
 \longrightarrow 2 Na $^+$ + SO_4^{2-} + 2 HNO₃

Da man festes Natriumnitrat mit konzentrierter Schwefelsäure behandelt, treten nur die Natrium-Ionen und die Sulfat-Ionen als Ionen auf.

Zu den Versuchen

V1 Nach kurzer Zeit wächst ein schwarzer, poröser Festkörper aus dem Reagenzglas, dazu entwickeln sich Wasserdampf und Schwefeldioxid. Siehe auch Schülerband, Kap. 6.18, B3.

V2 Die Reaktion von halbkonzentrierter Salpetersäure mit Kupfer ist eine Redoxreaktion, die nach Gleichung (1) im Schülerbuch abläuft. Beim Aufgießen von Salpetersäure auf Kupfer entsteht zunächst ein braunes Gas (NO₂). Mit dem Fortschreiten der Reaktion hellt sich der Zylinderinhalt rasch auf. Es entsteht farbloses NO, das rasch den gesamten Gasraum des Zylinders

einnimmt. Lediglich an der Kontaktstelle zur Luft entsteht weiterhin braunes NO_2 durch die Reaktion von NO mit dem Sauerstoff der Luft. Auch zu Beginn der Reaktion entsteht NO, das jedoch mit dem Sauerstoff im Gasraum des Standzylinders zu braunem NO_2 reagiert. Ist aller Sauerstoff verbraucht, sammelt sich farbloses NO an.

6.21 Wichtige Säuren in der Natur

Zu den Versuchen

V1 Der Universalindikator zeigt wegen der im Destillat vorhandenen Ameisensäure eine saure Lösung an.

V2 Unter Bildung von gasförmigem Kohlenstoffdioxid entsteht eine Lösung von Calciumformiat oder Calciumcitrat. Dieser Versuch ist ein Modellversuch zur Verwendung von verdünnter Ameisensäure oder Citronensäure-Lösung zum Entkalken von Geräten.

6.22 Säuren als Lebensmittelzusatzstoffe

Zur Aufgabe

A1 Mit den Lebensmitteln isst man auch die zugesetzten Konservierungsstoffe. Die im Lebensmittel enthaltenen Mengen dürfen auf den menschlichen Körper nicht giftig wirken. Deshalb sind im Lebensmittelgesetz Höchstwerte für den Zusatz von Konservierungsstoffen festgelegt.

Zum Versuch

V1 Der pH-Wert der meisten Obst- und Gemüsesorten liegt im sauren Bereich. Allerdings kann der einzelnen Obst- oder Gemüseart kein konkreter pH-Wert zugeordnet werden, da er u.a. abhängig vom Reifegrad variiert.

Hinweis:

Für den Versuch eignen sich besonders Obst und Gemüse mit einem hohen Flüssigkeitsgehalt (z.B. Gurke, Tomate, Kartoffel, Orange, reife Birne, Apfel). Von Obst und Gemüse mit intensiver Eigenfärbung (z.B. Rotkohl, rote Beete, Blutorange) ist abzuraten, da sie nicht nur das Ergebnis verfälschen, sondern auch schlecht zu entfernende Flecken in der Kleidung hinterlassen können. Wird Obst oder Gemüse in der Reibschale mit Wasser vermischt, ist auf die Verwendung von neutralem Wasser zu achten. Destilliertes Wasser ist wegen des gelösten Kohlenstoffdioxids leicht sauer (pH = 5,8), Leitungswasser in der Regel leicht alkalisch. Durch Mischen von Leitungswasser und destilliertem Wasser kann man ein in etwa neutrales Wasser erhalten. Es ist auch möglich, zunächst den pH-Wert des eingesetzten Wassers zu bestimmen und die anschließend bestimmten pH-Werte dazu in Beziehung zu setzen.

Aufgabenlösung:

1. Obst- und Gemüsesorten, die das Universalindikator-Papier rot färben, sind sauer; im gelbgrünen Bereich sind sie neutral.

Obst- und Gemüsesorten, die den Universalindikator blaugrün oder blau färben, sind alkalisch.

6.23 Wichtige Laugen in Natur und Technik

Zu den Aufgaben

A1 In verdünnter Natronlauge sind Na⁺- und OH⁻- Ionen sowie Wasser-Moleküle vorhanden.

A2 Natriumhydroxid ist hygroskopisch, d.h., die Natriumhydroxidplätzchen ziehen Wasser an, das in der Luft als Wasserdampf enthalten ist. Folglich nimmt die Gesamtmasse zu.

Anmerkung: Die Feuchtigkeitsaufnahme führt zu einem Zusammenbacken der Plätzchen. Falls man das Gefäß mit den Natriumhydroxidplätzchen längere Zeit unverschlossen stehen lässt, bemerken die Schülerinnen und Schüler, dass sich auf den zunächst glänzenden Plätzchen eine weiße Salzkruste gebildet hat. Diese Beobachtung kann man zum Anlass nehmen, die Reaktion von Natriumhydroxid mit Kohlenstoffdioxid (aus der Luft) zu Natriumhydrogencarbonat zu zeigen. Man leitet dazu zu etwas konzentrierter Natronlauge im (dickwandigen) Reagenzglas Kohlenstoffdioxid (Luftaustausch reicht aus), verschließt das Reagenzglas und schüttelt. Das sich bildende Natriumhydrogencarbonat wird deutlich sichtbar ausgefällt. Dieses Experiment zeigt zudem eine weitere Eigenschaft der Natronlauge, sie kann dazu verwendet werden, Kohlenstoffdioxid aus einem Gasgemisch zu entfernen ("auszuwaschen").

A3 Häufig ist zwischen der Glaswand des Ausgusses und dem Glasstopfen vom Ausgießen noch etwas Natronlauge vorhanden, die dann langsam mit dem Kohlenstoffdioxid der Luft zu festen Natriumhydrogencarbonat bzw. Natriumcarbonat reagiert, sodass der Stopfen festsitzt.

A4 Ammoniumnitrat könnte man durch die Reaktion von Salpetersäure mit Ammoniak herstellen:

In der Technik erfolgt dies durch Einleiten von Ammoniak in über 50 %ige Salpetersäure.

Zu den Versuchen

V1 An der Anode entstehen Gasbläschen. Es handelt sich um Chlor, das man am typischen "Schwimmbadgeruch" erkennt.

An der Kathode entsteht Wasserstoff. Außerdem bildet sich hier Natronlauge, die den Farbumschlag des Phenolphthaleins bewirkt.

V2 Urease katalysiert den Abbau von Harnstoff zu Ammoniak und Carbaminsäure, die ihrerseits rasch in Ammoniak und Kohlenstoffdioxid zerfällt. Ammoniak bildet mit Wasser Hydroxid-Ionen, die durch die Verfärbung des Indikatorpapiers nachgewiesen werden können.