

„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 2

Übergang zur Behandlung der Thematik auf Teilchenebene

Qualitative und quantitative Untersuchungen mit Stoffen aus dem Alltag

- Stand: Dezember 2016 -

INHALTSVERZEICHNIS

Anliegen und Voraussetzungen.....	2
1. Betrachtung der sauren Lösungen auf Teilchenebene.....	3
1.1 Betrachtung der Reaktionen zwischen Säuren und Wasser.....	3
1.2 Betrachtung von Reaktionen zwischen Metallen und Säuren auf Teilchenebene.....	8
2. Betrachtung der alkalischen Lösungen auf Teilchenebene.....	10
3. Betrachtung der Neutralisation und der Salzbildung auf Teilchenebene.....	15
3.1 Die Bildung von Salzen.....	15
3.2 Einführung des Konzentrationsbegriffes.....	18
3.3 Quantitative Bestimmung von Säuren und Laugen in Alltagsstoffen.....	21
3.4 Titrationskurven starker/schwacher Säuren und Laugen.....	21
3.5 Neutralisationsreaktionen mehrprotoniger Säuren.....	23
4. Betrachtung alltagsrelevanter Verdrängungsreaktionen auf Teilchenebene....	27
4.1 Qualitative Untersuchungen.....	27
4.1.1 Einsatzzwecke von Natriumhydrogencarbonat im Alltag.....	27
4.1.2 Untersuchung der chemischen Vorgänge beim Entkalken.....	32
4.1.3 Aufklärung des „alternativen Springbrunnenversuches“	33
4.1.4 Kalk und der „Saure Regen“.....	35
4.1.5 Herstellung und Wirkungsweise von Kalkmörtel.....	39

DIE UNTERRICHTSEINHEIT „SÄUREN, LAUGEN UND SALZE“ TEIL II

Der zweite Teil der Unterrichtskonzeption „Säuren, Laugen und Salze“ baut auf den in Teil I vermittelten Kenntnissen auf, indem die bereits bekannten Reaktionen von Säuren, Laugen und Salzen unter neuen Gesichtspunkten thematisiert und jetzt auch auf Teilchenebene mit Reaktionsgleichungen in Formelschreibweise gedeutet werden. Dadurch lassen sich zum einen die bereits erworbenen Kenntnisse im Sinne eines Spiralcurriculums festigen und vertiefen. Zum anderen soll diese Vorgehensweise den Schülerinnen und Schülern den Übergang zur formalen Deutungsebene erleichtern, da aufgrund der Vorkenntnisse mehr „geistige Kraft“ für diese anspruchsvolle kognitive Operation zur Verfügung steht.

Die folgende ausführliche Darstellung der formalen Behandlung verschiedener Aspekte im Zusammenhang mit Säuren, Laugen und Salzen auf submikroskopischer Ebene ist nicht so zu verstehen, dass in jeder Schulart grundsätzlich alle Aspekte bis zum Abschluss der Sekundarstufe I behandelt werden sollten. Es bleibt der Lehrkraft überlassen, welche Teile der formalen Betrachtungsweise sie für ihre Schülerinnen und Schüler für wesentlich hält, um dann eine entsprechende Auswahl aus dem nachfolgenden Angebot zu treffen.

Bevor von Teil I zum Teil II übergegangen werden kann, müssen die Schülerinnen und Schüler über folgende Kenntnisse verfügen:

- Differenziertes Atommodell / Kugelwolkenmodell
- Atombindung
- Bildung von Ionen / Elektrolyse
- Reaktion von Metallen und Nichtmetallen mit Sauerstoff
- Stoffmenge als physikalische Größe mit der Einheit Mol
- Stoffmengenverhältnisse bei chemischen Reaktionen

1. BETRACHTUNG DER SAUREN LÖSUNGEN AUF TEILCHENEBENE

1.1 Betrachtung der Reaktionen zwischen Säuren und Wasser

Den Einstieg in den zweiten Teil der Unterrichtskonzeption bilden wie auch beim ersten Teil die sauren Lösungen. Den Schülerinnen und Schülern ist bereits bekannt, dass eine chemische Reaktion zwischen Wasser und der reinen Säure stattfindet, bei der neue Teilchen mit neuen Eigenschaften (elektrische Leitfähigkeit durch die Ladung der Teilchen) entstehen. Für den Übergang zur Deutung dieser Reaktion auf formaler Ebene eignet sich insbesondere die Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Wasser. Mit dem folgenden Versuch kann experimentell veranschaulicht werden, dass sich die Teilchen der Edukte bei dieser chemischen Reaktion allmählich verändern und als Reaktionsprodukte elektrisch geladene Teilchen (Ionen) entstehen.

Versuch 1: Reaktion zwischen Chlorwasserstoffgas und Wasser unter Leitfähigkeitsmessung

Geräte: 150-mL-Becherglas, Reagenzglas mit seitlichem Ansatz (20 mm x 180 mm), Stopfen, Glaswolle, Glasrohr mit ausgezogener Spitze, Gummischlauch, Siedesteine, Spannungsquelle, Unterputzkabel, Glühlampe (3 V), Kabel, Stativmaterial

Chemikalien: konz. Salzsäure (GHS05 , GHS07 ) Universalindikatorpapier

Durchführung: Zu Beginn wird das Becherglas mit 50 Millilitern dest. Wasser gefüllt, das Unterputzkabel eingetaucht und dieses mit der Spannungsquelle und der Glühlampe leitend verbunden. Das Reagenzglas füllt man zu einem Viertel mit konzentrierter Salzsäure und einigen Siedesteinchen, befestigt querschnittsfüllend einen Bausch Glaswolle kurz unterhalb des seitlichen Ansatzes, verschließt mit einem Stopfen und spannt es am Stativ ein. Die Spannungsquelle wird auf eine Spannung von etwa 20 Volt hochgeregt, durch langsames Erwärmen Chlorwasserstoff aus der konzentrierten Salzsäure ausgetrieben und über den Schlauch und das Glasrohr in das dest. Wasser eingeleitet (die ausgezogene Spitze sorgt für eine bessere Durchmischung). Es ist darauf zu achten, dass im Glasrohr keine Flüssigkeit zurücksteigt bzw. die Salzsäure zu stark kocht und dadurch durch den Schlauch ins Becherglas gelangt! Sobald die Glühlampe zu leuchten beginnt, wird die Spannung zurückgeregt, um ein Durchbrennen zu vermeiden. Um ein Zurücksteigen der Flüssigkeit im Glasrohr zu verhindern, darf erst mit dem Erhitzen aufgehört werden, wenn das Glasrohr aus der Lösung entfernt wurde. Am Ende des Versuches kann mit Indikatorpapier der pH-Wert der Lösung bestimmt werden.

Beobachtung: Das Messgerät zeigt zu Versuchsbeginn keine Leitfähigkeit des dest. Wassers an. Die ersten Gasblasen, die aus dem Glasrohr austreten, steigen in der Lösung nach oben. Im weiten Verlauf des Versuchs, steigen jedoch kaum noch größere Gasblasen in der Lösung auf. Während des Einleitens von Chlorwasserstoff beginnt die Glühlampe zu leuchten. Das Indikatorpapier färbt sich rot.



Auswertung: Das dest. Wasser leitet den elektrischen Strom nicht. Zu Beginn des Erwärmens wird die Luft aus der Apparatur verdrängt, sie steigt in Luftblasen in der Lösung im Becherglas auf. Sobald lediglich Chlorwasserstoff aus dem Glasrohr austritt, löst sich dieses so schnell in dem Wasser, dass an der Oberfläche der Lösung keine Gasblasen mehr ankommen. Chlor-

wasserstoff reagiert mit dem Wasser, dabei entstehen geladene Teilchen (Ionen) und die Leitfähigkeit der Lösung steigt in Abhängigkeit von der Menge an gebildeten geladenen Teilchen an.

Wenn Chlorwasserstoff und Wasser miteinander eine chemische Reaktion eingehen, müsste sich nicht nur eine Stoffumwandlung beobachten lassen, sondern auch eine Energieumwandlung. Dies lässt sich mit folgendem Versuch prüfen:

Versuch 2: Energieumwandlung bei der chemischen Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Wasser

Geräte: Thermometer (100°C), Watte, Draht

Chemikalien: konz. Salzsäure (GHS05 , GHS07 )

Durchführung: Versuch unter dem Abzug durchführen!

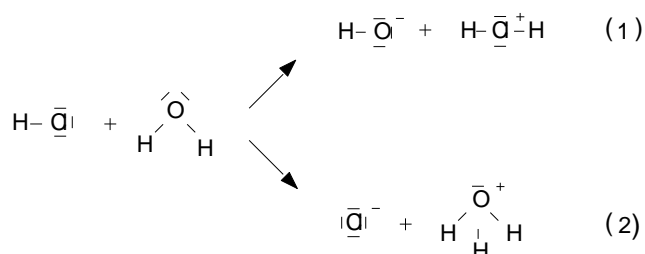
Die Watte wird mit dest. Wasser befeuchtet, überschüssige Flüssigkeit ausgedrückt und die feuchte Watte mit einem Stück Draht am Thermometer befestigt. Anschließend taucht man das Thermometer in die Dampfphase der Vorratsflasche mit konzentrierter Salzsäure, dabei sollte der Deckel weitgehend geschlossen bleiben. Sobald die Temperatur nicht mehr steigt, wird der Wert abgelesen.

Beobachtung: Während des Versuches steigt die Temperatur deutlich an (variabel durch Dicke und Feuchtigkeitsgrad des Wattebausches).

Auswertung: Chlorwasserstoff löst sich sehr gut in Wasser (1 Liter Wasser löst bei 0 °C 525 Liter bzw. 825 Gramm Chlorwasserstoff). Zwischen Chlorwasserstoff und Wasser findet eine exotherme Reaktion statt.

Bei der chemischen Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Wasser lässt sich also sowohl eine Stoffumwandlung (es entstehen geladene Teilchen) als auch eine Energieumwandlung (Wärmeabgabe, exotherme Reaktion) beobachten.



Es stellt sich nun die Frage, wie die Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Wasser auf Teilchenebene gedeutet werden kann und welche Produkte dabei entstehen. Dazu können die Schülerinnen und Schüler zwei sinnvolle Hypothesen aufstellen:



Um zu einer Entscheidung zu kommen, welche der beiden Hypothesen zutrifft, müssen die Schülerinnen und Schüler versuchen herauszufinden, welche Ionen sich tatsächlich in der salzsauren Lösung befinden. Dazu kann man mit ihnen erarbeiten, dass Ionen entsprechend ihrer Ladungen zu entgegengesetzt geladenen Polen verschoben und dort auch entladen werden können. Aus den dabei entstehenden Produkten lassen sich möglicherweise Rückschlüsse auf die in der Lösung enthaltenen Ionen ziehen.

Versuch 3: Elektrolyse von verdünnter Salzsäure

Geräte: U-Rohr mit seitlichen Ansätzen, lange Kohleelektroden mit Stopfen, Gleichspannungsquelle, 2 Kabel, 2 Reagenzgläser (16 mm x 160 mm), Stativmaterial

Chemikalien: Salzsäure (w = 10 %; GHS05 , GHS07 )

Durchführung: Das U-Rohr wird mit der Salzsäure gefüllt und die Kohleelektroden an den beiden Schenkeln so befestigt, dass sie möglichst weit in die Lösung eintauchen. Die Elektroden werden mit der Spannungsquelle verbunden und es wird eine Gleichspannung von ca. 10 Volt eingestellt. Die an den Polen entstehenden Gase werden auf ihren Geruch geprüft und mit der Knallgasprobe untersucht.

Beobachtung: An beiden Elektroden findet eine Gasentwicklung statt, die an der mit dem Minuspol verbundenen Elektrode besonders heftig ist. Am der mit dem Pluspol verbundenen Elektrodenentsteht ein stechend riechendes Gas (Geruch nach Chlor), die Knallgasprobe ist negativ. An der mit dem Minuspol verbundenen Elektrode kann kein Geruch festgestellt werden, die Knallgasprobe verläuft positiv.

Auswertung: Am der mit dem Minuspol verbundenen Elektrode entsteht Wasserstoff, an der mit dem Pluspol verbundenen Elektrode wird Chlor gebildet.

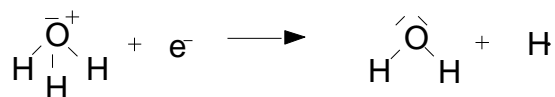
Aufgrund dieser Versuchsergebnisse kann nur Hypothese (2) zutreffen. Bei dieser Hypothese entstehen negativ geladene Chlorid-Ionen, die dann zum Pluspol verschoben und dort entladen werden. In Hypothese (1) dagegen wären die Chloratome Bestandteil eines positiv geladenen Ions, welches nicht zum Pluspol verschoben werden würde.

Die Vorgänge an den Elektroden lassen sich wie folgt deuten:

Pluspol: Chloridionen (Cl⁻-Ionen) werden zum Pluspol verschoben und geben dort ein Elektron ab. Dabei bildet sich aus dem Chloridion ein Chloratom. Je zwei Chloratome verbinden sich zu einem Chlormolekül.



Minuspol: Oxoniumionen (H₃O⁺-Ionen) werden zum Minuspol verschoben und nehmen dort ein Elektron auf. Dabei spalten sie ein Wasserstoffatom ab, so dass ein Wassermolekül zurückbleibt. Je zwei Wasserstoffatome verbinden sich zu einem Wasserstoffmolekül.







Anmerkung: Falls die elektrolytische Spaltung von Wasser bereits behandelt wurde, sollte darauf hingewiesen werden, dass an den Elektroden beide Reaktionen ablaufen.

Es ist demnach bekannt, welche Art von Ionen sich in der Salzsäure befinden. Die bei der Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Wasser gebildete saure Lösung bezeichnet der Chemiker allgemein als Salzsäure.

Neben der elektrischen Leitfähigkeit entstehen bei der Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Wasser aber auch die sauren Eigenschaften. Um herauszufinden, wodurch die sauren Eigenschaften der Lösung bedingt werden, ob durch beide Ionen oder nur durch eine Ionenart, lässt sich der folgende Versuch durchführen:

Versuch 4: Elektrolyse einer verdünnten Salzsäure unter Zusatz von Universalindikator

Geräte: 150-mL-Becherglas (hohe Form), 2 Kohleelektroden, Spannungsquelle, Kabel, 100-mL-Messzylinder, 10-mL-Messzylinder, Pappkarton, Schere, Stativmaterial

Chemikalien: Salzsäure ($c = 0,1 \text{ mol/L}$; GHS05 , GHS07 , Universalindikator (GHS02 , GHS07 )

Durchführung: Das Becherglas wird mit 10 Millilitern Salzsäure, 100 Millilitern Leitungswasser und 20 Tropfen Universalindikator gefüllt und mit einer Trennwand aus Pappe in zwei Kammern geteilt. In jede Kammer taucht man eine Kohleelektrode so weit wie möglich ein und verbindet die Elektroden mit der Spannungsquelle. An der Spannungsquelle wird für einige Minuten eine Gleichspannung von 15 - 20 Volt angelegt.

Anmerkung: Je höher die angelegte Spannung, umso stärker auch die Zerlegung von Wasser. Bei hoher Spannung können daher am Minuspol nicht nur grüne sondern auch blaue Schlieren auftreten. Bei niedrigerer Spannung verringert sich das Auftreten blauer Schlieren, gleichzeitig verlängert sich die Versuchszeit. Durch die Entwicklung von Chlor kann es bei längerer Elektrolyse zu einer leichten Farbaufhellung am Pluspol kommen, welche auf die bleichende Wirkung von Chlor zurückzuführen ist.

Beobachtung: Die Ausgangslösung besitzt eine orangefarbene Farbe. Während des Versuches färbt sich die Lösung am Minuspol über orange und gelb bis grün, teilweise können sich grünblaue Schlieren bilden. Die Lösung am Pluspol bleibt rot gefärbt (vgl. Abb. 1).








Abb. 1

Auswertung: Die saure Eigenschaft verschwindet am Minuspol, aber nicht am Pluspol. Die Teilchen, die die saure Eigenschaft bedingen, müssen demnach allein die Oxoniumionen sein. Der Universalindikator reagiert spezifisch auf Oxoniumionen und zeigt dadurch die saure Eigenschaft der Salzsäure an.

Die saure Eigenschaft der Salzsäure ist also auf das Vorhandensein von Oxoniumionen zurückzuführen. Daraus ergibt sich die Frage, wie die wässrigen Lösungen anderer Säuren zusammengesetzt sind und ob bei allen die sauren Eigenschaften durch Oxoniumionen hervorgerufen werden. Dies lässt sich durch analog zu Versuch 4 durchgeführte Elektrolysen überprüfen (Durchführung in Schülergruppen):

Versuch 5 - 8: Elektrolyse von verdünnten Säuren

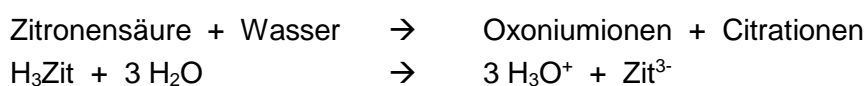
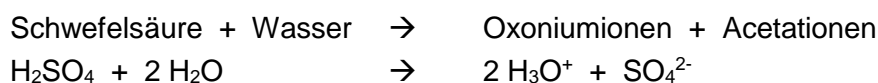
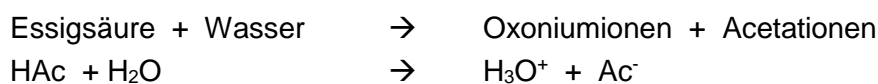
- Essigsäure:** Versuchsdurchführung vgl. Versuch Nr. 4
Ausgangslösung: 6 mL Essigsäure (c = 0,1 mol/L; GHS07 ) auf 100 mL Leitungswasser
- Schwefelsäure:** Versuchsdurchführung vgl. Versuch Nr. 4
Ausgangslösung: 5 mL Schwefelsäure (c = 0,1 mol/L; GHS05 ) auf 100 mL Leitungswasser
- Kohlensäure:** Versuchsdurchführung vgl. Versuch Nr. 4
Ausgangslösung: 100 mL frisches kohlenstoffhaltiges Mineralwasser
Anmerkung: Mineralwässer können unterschiedlich viel Kohlensäure enthalten. Bei Bedarf können zur Verbesserung der Leitfähigkeit und Verkürzung der Reaktionszeit ca. 0,2 g Kaliumnitrat (GHS03 ) hinzugegeben werden.
- Zitronensäure:** Versuchsdurchführung vgl. Versuch Nr. 4
Ausgangslösung: 3 mL Zitronensäure (c = 0,1 mol/L; GHS07 ) auf 100 mL Leitungswasser
Ausgangslösung: 0,05 g wasserfreie Zitronensäure (z.B. von Heitmann; GHS07 ) auf 100 mL Leitungswasser

Beobachtung: Bei allen Versuchen bilden sich am Minuspol grüne Schlieren und die Lösung färbt sich innerhalb von ca. 6 Minuten erst gelblich und dann grün. An dem Pluspol bleibt die Lösung rot gefärbt (evtl. geringfügige Farbvertiefung), geruchliche Veränderungen lassen sich nicht feststellen.

Anmerkung: Es finden natürlich auch Reaktionen am Pluspol statt, auf die bei Bedarf eingegangen werden kann. Vordringlich soll es bei diesem Versuch jedoch darum gehen, die Oxoniumionen als gemeinsames Merkmal der Säuren herauszuarbeiten.

Auswertung: Da die sauren Eigenschaften immer am Minuspol verschwinden, müssen dort Oxoniumionen entladen worden sein. Oxoniumionen sind also ein gemeinsames Kennzeichen aller Säuren.

An dieser Stelle empfiehlt es sich, die Formeln der Säuren (für Essigsäure und Zitronensäure in vereinfachter Form) durch den Lehrer vorzugeben und mit ihnen die Reaktionen folgendermaßen zu deuten:



Bei Chloridionen, Sulfationen, Acetationen und Citrationen handelt es sich um so genannte Säurerestionen. Die Säurerestionen unterscheiden sich in ihrer Zusammensetzung je nach Art der sauren Lösung.

Daraus lässt sich ein allgemeines Reaktionsschema für die Reaktion zwischen reiner Säure und Wasser ableiten:



Die Erklärung der Leitfähigkeit saurer Lösungen aufgrund des Vorhandenseins beweglicher geladener Teilchen kann jetzt um die Erkenntnis erweitert werden, dass es sich bei den Ladungsträgern um Oxonium- und Säurerestionen handelt.

Fakultativ kann sich an dieser Stelle die Betrachtung der Reaktionen zwischen Säuren und Metallen bzw. Kalk auf Teilchenebene anschließen. Es bietet sich inhaltlich jedoch an, die Reaktionen mit Kalk zunächst noch nicht zu behandeln, sondern erst später im Zusammenhang mit den Verdrängungsreaktionen aufzugreifen.

1.2 Betrachtung von Reaktionen zwischen Metallen und Säuren auf Teilchenebene

Als weitere Reaktionen sollen einige bekannte und auch neue zwischen Säuren und Metallen auf Teilchenebene gedeutet werden.

Den Schülerinnen und Schülern ist bereits bekannt, dass:

- bei der Reaktion zwischen Säure und Metall Wasserstoff und ein Salz entstehen.
- Kupfer und Silber edle Metalle sind, die von Säuren nicht angegriffen werden.
- Magnesium, Zink, Aluminium und Eisen unedle Metalle sind, die von Säuren angegriffen werden können.

Versuch 9: Reaktion zwischen einem Anspitzer aus Magnesium und Salzsäure

Geräte: 1 Reagenzglas, scharfes Messer oder Metallsäge, 5-mL-Messzylinder, Duran-Uhrgläschen oder Duran-Reagenzglas, Tiegelflange oder Reagenzglashalter

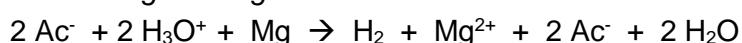
Chemikalien: Anspitzer aus Magnesium, Tafellessig (s. Anmerkung)

Durchführung: Vom Anspitzer wird ein kleines Stückchen abgeschnitten und in ein Reagenzglas gegeben. Anschließend fügt man 5 mL Tafellessig hinzu. Nach Beendigung der Reaktion kann ein Teil der Lösung vorsichtig eingedampft werden.



Beobachtung: Es findet eine starke Gasentwicklung an der Oberfläche des Anspitzers statt. Beim Eindampfen bleibt ein kristalliner weißer Feststoff zurück.

Auswertung: Essigsäure reagiert mit Magnesium, dabei wird Wasserstoff frei und es bildet sich ein Salz.

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:





Bei der Reaktion zwischen Magnesium und Essigsäure entstehen die Reaktionsprodukte Wasserstoff, Magnesiumacetat und Wasser

Anmerkung: Statt mit Tafelessig lässt sich dieser Versuch auch mit 1 molarer Salzsäure (GHS05 , GHS07 ) durchführen.

Versuch 10: Herstellung von Namensschildern durch Tiefätzen von Metall

Geräte: Aluminiumblech (Dicke: 0,5 mm), starke Schere (Blechscherer), Kerzenwachs, Porzellanschale zum Schmelzen des Kerzenwachses, Flachpinsel, Kunststoffspatel, 2 Petrischalen, Pinzette

Chemikalien: Salzsäure (w = 20 %; GHS05 , GHS07 )

Durchführung: Das Aluminiumblech wird auf die gewünschte Größe zugeschnitten und auf beiden Seiten mit flüssigem Wachs bestrichen oder darin eingetaucht. Die Wachsschicht sollte das Blech überall gut abdecken. Mit dem Kunststoffspatel oder dem Pinselstiel wird der Name in die Wachsschicht eingeritzt. Dabei ist darauf zu achten, dass der Schriftzug die Wachsschicht ganz durchdringt und das Metall an diesen Stellen völlig frei von Wachs wird. Man legt das Blech mit der Pinzette für ca. 20 Minuten in die mit Salzsäure gefüllte Petrischale (Blech herausnehmen, bevor Löcher entstehen!). Anschließend wird das Blech unter fließendem Wasser abgespült und in eine zweite Petrischale mit heißem Wasser gelegt, damit sich das Wachs wieder ablöst.

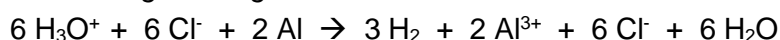
Beobachtung: An den wachsfreien Stellen des Bleches ist eine starke Reaktion mit Gasentwicklung sichtbar. Nach dem Abspülen sind an den wachsfreien Stellen deutliche Furchen im Metall zu erkennen (vgl. Abb. 2).

Auswertung: An den Stellen, die nicht durch das Wachs geschützt waren, haben Salzsäure und Aluminium miteinander reagiert. Dabei wurde Wasserstoff frei (Gasentwicklung).



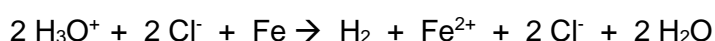
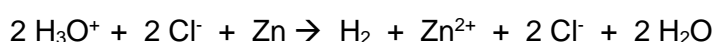
Abb. 2

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



Ein Aluminiumatom ist in der Lage, drei Elektronen abzugeben unter Bildung des dreifach positiv geladenen Aluminiumions. Für die Bildung eines Aluminiumions sind drei Oxoniumionen notwendig. Bei der Reaktion zwischen Aluminium und Salzsäure entstehen die Reaktionsprodukte Wasserstoff, Aluminiumchlorid und Wasser.

Es kann sich die formale Deutung weiterer Reaktionen von Metallen (z.B. Zink, Eisen) mit Salzsäure anschließen:



Fakultativ: Üben des Aufstellens von Reaktionsgleichungen in Formelschreibweise für Reaktionen von Metallen mit mehrprotonigen Säuren wie z.B. Schwefelsäure, Phosphorsäure oder Zitronensäure.

Für diese Reaktionen sind folgende Anwendungsbezüge bzw. Übungsaufgaben denkbar:




- Durch Unvorsichtigkeit ist Akkusäure auf unlackiertes Stahlblech einer Autokarosserie gelangt. Warum sollte man die Säure sofort mit viel Wasser abspülen? Begründe anhand von Reaktionsgleichungen!
- Das Abwasser einer Metallbeizerei enthält Eisen-, Sulfat- und Oxoniumionen. Wie ist das Vorliegen dieser Ionen zu erklären?

2. BETRACHTUNG DER ALKALISCHEN LÖSUNGEN AUF TEILCHENEbene

Nachdem bekannt ist, dass alle reinen Säuren mit Wasser zu Säurerest-Ionen und einer allen gemeinsamen Teilchenart, den Oxoniumionen, reagieren, die für die saure Eigenschaft verantwortlich ist, stellt sich die Frage, ob sich Analoges auch bei alkalischen Stoffen finden lässt. Für die experimentelle Überprüfung eignet sich besonders die Reaktion zwischen Ammoniak und Wasser. Entsprechend der Untersuchung der Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Wasser lassen sich auch hier Untersuchungen zur Stoffumwandlung und Energieumwandlung durchführen.

Versuch 11: Reaktion zwischen Ammoniak und Wasser unter Leitfähigkeitsmessung

Geräte: 150-mL-Becherglas, Reagenzglas mit seitlichem Ansatz (20 mm x 180 mm), Stopfen, Glaswolle, Glasrohr mit ausgezogener Spitze, Gummischlauch, Siedesteine, Gleichspannungsquelle, Unterputzkabel, Glühlampe (3 V), Kabel, Stativmaterial

Chemikalien: Ammoniaklösung (w = 25 %; GHS05 , GHS07 , GHS09 ) , Universalindikatorpapier

Durchführung: Zu Beginn wird das Becherglas mit 50 Millilitern dest. Wasser gefüllt, das Unterputzkabel eingetaucht und dieses mit der Spannungsquelle und der Glühlampe leitend verbunden. Das Reagenzglas füllt man zu einem Viertel mit Ammoniaklösung und einigen Siedesteinchen, befestigt querschnittsfüllend einen Bausch Glaswolle kurz unterhalb des seitlichen Ansatzes, verschließt mit einem Stopfen und spannt es am Stativ ein. Die Spannungsquelle wird auf eine Gleichspannung von etwa 20 Volt hochgeregt. Durch langsames Erwärmen wird Ammoniak aus der konzentrierten Ammoniumhydroxid-Lösung ausgetrieben und über den Schlauch und das Glasrohr in das dest. Wasser eingeleitet (die ausgezogene Spitze sorgt für eine bessere Durchmischung). Es ist darauf zu achten, dass im Glasrohr keine Flüssigkeit zurücksteigt bzw. die Ammoniumhydroxid-Lösung zu stark kocht und dadurch Flüssigkeit durch den Schlauch ins Becherglas gelangt. Sobald die Glühlampe zu leuchten beginnt, wird die Spannung zurückgeregt, um ein Durchbrennen der Glühbirne zu vermeiden. Um ein Zurücksteigen der Flüssigkeit im Glasrohr zu verhindern, darf erst mit dem Erhitzen aufgehört werden, wenn das Glasrohr aus der Lösung entfernt wurde.




Am Ende des Versuches kann mit Indikatorpapier der pH-Wert der Lösung bestimmt werden.

Beobachtung: Das dest. Wasser leitet den elektrischen Strom nicht. Die ersten Gasblasen, die aus dem Glasrohr austreten, steigen in der Lösung nach oben. Im weiteren Verlauf des Versuchs steigen jedoch kaum noch größere Gasblasen in der Lösung auf, dabei leuchtet die Glühbirne immer heller. Das Indikatorpapier färbt sich blau.

Auswertung: Zu Beginn des Erwärmens wird die Luft aus der Apparatur verdrängt, sie steigt in Luftblasen in der Lösung im Becherglas auf. Sobald lediglich Ammoniak aus dem Glasrohr austritt, löst sich dieses so schnell in dem Wasser, dass an der Oberfläche der Lösung keine Gasblasen mehr ankommen. Ammoniak reagiert mit dem Wasser, dabei entstehen geladene Teilchen (Ionen). Das Indikatorpapier zeigt einen alkalischen pH-Wert an.

Versuch 12: Energieumwandlung bei der chemischen Reaktion zwischen Ammoniak und Wasser

Geräte: Thermometer (100°C), Watte, Draht

Chemikalien: konz. Ammoniaklösung (GHS05 , GHS07 , GHS09 )

Durchführung: Versuch unter dem Abzug durchführen!

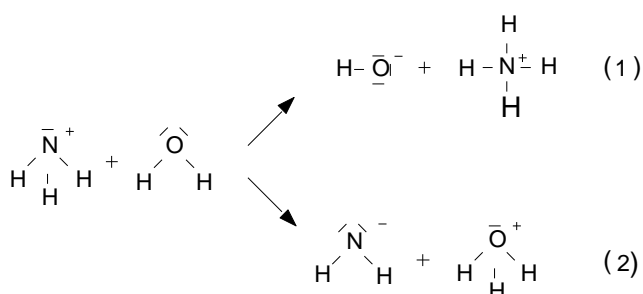
Die Watte wird mit dest. Wasser befeuchtet, überschüssige Flüssigkeit ausgedrückt und die feuchte Watte mit einem Stück Draht am Thermometer befestigt. Anschließend taucht man das Thermometer in die Dampfphase der Vorratsflasche mit konzentrierter Ammoniaklösung, dabei sollte der Deckel weitgehend geschlossen bleiben. Sobald die Temperatur nicht mehr steigt, wird der Wert abgelesen.

Beobachtung: Während des Versuchs steigt die Temperatur deutlich an.

Auswertung: Ammoniak löst sich sehr gut in Wasser (bei 20°C ca. 520 Liter Ammoniakgas in 1 Liter Wasser). Ein Teil des physikalisch gelösten Ammoniaks reagiert mit Wasser unter Bildung von Ammonium- und Hydroxid-Ionen. Dabei wird Energie in Form von Wärme frei, die Reaktion verläuft exotherm.

Anhand der Versuchsergebnisse kann festgestellt werden, dass zwischen Ammoniak und Wasser eine chemische Reaktion stattfindet, bei der Ionen entstehen (Stoffumwandlung) und Energie in Form von Wärme abgegeben wird (Energieumwandlung).

Um Aussagen darüber machen zu können, wie die geladenen Teilchen aufgebaut sind, lassen sich wiederum zwei sinnvolle hypothetische Reaktionsgleichungen formulieren:










Analog zum Verfahren bei Salzsäure können die Schülerinnen und Schüler vorschlagen, die Richtigkeit der hypothetischen Reaktionsgleichungen durch die Elektrolyse einer verdünnten

Ammoniumhydroxid-Lösung zu überprüfen. Aus den dabei entstehenden Produkten lassen sich Rückschlüsse auf die in der Lösung enthaltenen Ionen ziehen. Zur Bestimmung der Teilchenart, die für die alkalischen Eigenschaften der Lösung verantwortlich ist, kann die Elektrolyse unter Zusatz von Phenolphthalein als Indikator durchgeführt werden. Es ist allerdings auch möglich beide Faktoren getrennt voneinander in zwei Versuchsschritten zu untersuchen.

Versuch 13: Elektrolyse einer verdünnten Ammoniumhydroxid-Lösung unter Zusatz von Phenolphthalein

Geräte: 2 Kohleelektroden, Gleichspannungsquelle 20 V, Kabel, 100-mL-Messzylinder, 150-mL-Becherglas, 10-mL-Messzylinder, Pappkarton, Schere, Stativmaterial

Chemikalien: 25 % ige Ammoniumhydroxid-Lösung (GHS05 , GHS07 , GHS09 , Phenolphthalein (GHS02 , GHS07 , GHS08 , Kaliumnitrat (s. Anmerkung; GHS03 , Universalindikatorpapier

Durchführung: Das Becherglas wird mit 100 Millilitern Leitungswasser, 0,2 Millilitern Ammoniumhydroxid-Lösung, max. 10 Tropfen Phenolphthalein sowie 0,3 Gramm Kaliumnitrat (Leitsalz) gefüllt und mit einer Trennwand aus Pappe in zwei Kammern geteilt. Vor Beginn des Versuchs wird die Dampfphase der Ausgangslösung mit feuchtem Indikatorpapier geprüft. Anschließend taucht man in jede Kammer eine Kohleelektrode ein. Die Elektroden werden über die Spannungsquelle miteinander leitend verbunden und an der Spannungsquelle für einige Minuten eine Gleichspannung von 15 - 20 Volt angelegt. Nach ca. zwei Minuten Wartezeit prüft man die Dampfphase dicht an beiden Polen mit zwei feuchten Indikatorpapieren.

Anmerkung: Die Zugabe eines Leitsalzes ist zu empfehlen, weil die Versuchszeit sonst durch die geringe Leitfähigkeit der stark verdünnten Ammoniumhydroxid-Lösung sehr verlängert wird. Höhere Konzentrationen der Ammoniumhydroxid-Lösung bewirken, dass die elektrolytische Ammoniakfreisetzung am Minuspol nicht mehr mit Indikatorpapier nachgewiesen werden kann, da schon der Dampfdruck der Lösung ausreicht, das Indikatorpapier deutlich zu verfärben.

Beobachtung: Die Dampfphase der Ausgangslösung zeigt nur eine sehr schwache alkalische Reaktion an. Nach dem Anlegen der Spannung ist an der mit dem Minuspol verbundenen Elektrode eine deutliche Gasentwicklung zu sehen. Die Lösung bleibt während des ganzen Versuches rot gefärbt. Nach einigen Minuten beginnt sich die Lösung an der mit dem Pluspol verbundenen Elektrode aufzuhellen und entfärbt sich schließlich völlig. Das Indikatorpapier zeigt in der Gasphase an der mit dem Pluspol verbundenen Elektrode lediglich eine geringe, in der Gasphase an der mit dem Minuspol verbundenen Elektrode jedoch eine schnelle und deutlich stärkere alkalische Reaktion an (vgl. Abb. 3).

Auswertung: An der mit dem Pluspol verbundenen Elektrode verschwindet die alkalische Eigenschaft, wie an der Entfärbung des Indikators zu erkennen ist. Die Teilchen, die für die alkalische Reaktion der Lösung verantwortlich sind, müssen also negativ geladen sein.



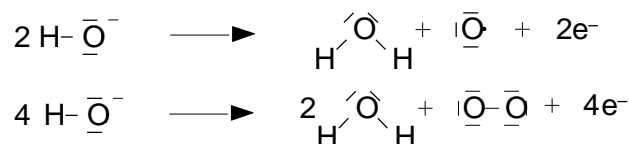
Abb. 3

Die leicht alkalische Reaktion beim Prüfen der Dampfphase der Ausgangslösung und der Dampfphase an der mit dem Pluspol verbundenen Elektrode ist durch die große Flüchtigkeit des Ammoniaks zu erklären. Im Gegensatz dazu zeigt das Indikatorpapier an der als Minuspol geschalteten Elektrode eine viel stärkere alkalische Reaktion an, hier muss also zusätzlich Ammoniak gebildet worden sein.

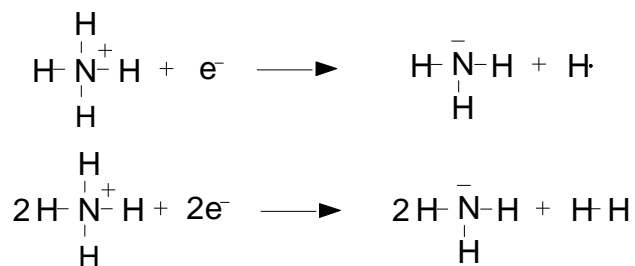
Aufgrund dieser Versuchsergebnisse kann nur Hypothese (1) zutreffen. Bei dieser Hypothese entstehen positiv geladene NH_4^+ -Ionen, die zum Minus-Pol wandern und dort entladen werden. Die OH^- -Ionen werden als Hydroxidionen und die NH_4^+ -Ionen als Laugenrestionen mit dem Namen Ammoniumionen bezeichnet. Die Hydroxidionen sind für die alkalischen Eigenschaften der Ammoniumhydroxid-Lösung verantwortlich.

Die Vorgänge an den Elektroden lassen sich wie folgt deuten:

Pluspol: Die Hydroxidionen werden zum Pluspol verschoben und geben dort ein Elektron ab. Zwei Hydroxidionen verbinden sich dabei unter Abspaltung von einem Sauerstoffatom und zwei Elektronen zu einem Wassermolekül.




Minuspol: Die Ammoniumionen wandern zum Minuspol und nehmen dort ein Elektron auf. Es entsteht ein Ammoniakmolekül, wobei ein Wasserstoffatom abgespalten wird. Je zwei Wasserstoffatome verbinden sich zu einem Wasserstoffmolekül.




Um die Frage zu klären, ob alle alkalischen Lösungen über eine gemeinsame Teilchenart verfügen, die für die alkalische Reaktion verantwortlich ist, sollten weitere Elektrolysen mit einigen der folgenden Lösungen durchgeführt werden (Durchführung in Schülergruppen).

Versuch 14 - 16: Elektrolyse von verdünnten alkalischen Lösungen



Natronlauge: Versuchsdurchführung vgl. Versuch Nr. 13

Ausgangslösung: 2 mL Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/L}$; GHS05 ) auf 100 mL Leitungswasser

Kalilauge: Versuchsdurchführung vgl. Versuch Nr. 13

Ausgangslösung: 2 mL Kalilauge ($c = 0,1 \text{ mol/L}$; GHS05 ) auf 100 mL Leitungswasser

Kalkwasser : Versuchsdurchführung vgl. Versuch Nr. 13

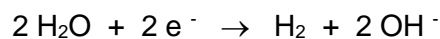
Ausgangslösung: 2 mL Kalkwasser (gesättigt; GHS05 , GHS07 ) auf 100 mL Leitungswasser

Beobachtung: Zu Versuchsbeginn sind alle Ausgangslösungen rosarot gefärbt. Bei Einschalten der Spannungsquelle kann an beiden Elektroden eine Gasentwicklung beobachtet werden. Bereits nach wenigen Minuten entfärben sich die Lösungen an der als Pluspol geschalteten Elektrode. In der zweiten Kammer am der als Minuspol geschalteten Elektrode bleibt die rosa-rote Färbung der Lösungen erhalten.

Auswertung: Am Pluspol verschwinden jeweils die alkalischen Eigenschaften, wie an der Entfärbung des Indikators zu erkennen ist. Die Teilchen, die für die alkalische Reaktion der Lösung verantwortlich sind, müssen also negativ geladen sein.

Die Versuchsergebnisse entsprechen denen der Elektrolyse der Ammoniumhydroxid-Lösung, die negativ geladenen Hydroxidionen können also als gemeinsames Kennzeichen alkalischer Lösungen festgestellt werden.

Es bleibt der Lehrerin/dem Lehrer überlassen, ob sie/er die Zersetzung von Wasser am Minuspol nach



thematizieren möchte.

Es bleibt zu prüfen, ob die Hydroxidionen und Laugenrestionen ebenfalls durch einer Reaktion der reinen alkalisch reagierenden Stoffe mit Wasser gebildet werden, wie es auch bei Ammoniak der Fall war oder ob sie bereits vorgebildet sind. Sollten die Ionen schon in den reinen alkalisch reagierenden Stoffen vorhanden sein, so müssten ihre wasserfreien Schmelzen (Mobilisierung der Ionen) bereits den elektrischen Strom leiten können.

Versuch 17: Prüfen der elektrischen Leitfähigkeit von Natriumhydroxid

Geräte: Wechsellspannungsquelle, Glühlampe (1,5 Volt, 0,15 Ampere), Glühlampenfassung, tiefes Glühschiffchen, teilweise abisoliertes Unterputzkabel, Kabel, 2 Krokodilklemmen, Stativmaterial

Chemikalien: Natriumhydroxid-Plätzchen (GHS05 )

Durchführung: Das Unterputzkabel wird mit der Spannungsquelle und der Glühlampe leitend verbunden und das Glühschiffchen so weit mit Natriumhydroxid gefüllt, dass die Schmelze später genug Eintauchtiefe für die Elektroden besitzt. Die abisolierten Enden des Unterputzkabels (Elektroden) werden bis auf wenige Millimeter zusammen gedrückt. Mit ihnen berührt man das feste Natriumhydroxid regelt die Wechsellspannung langsam hoch und prüft, ob die Glühbirne zu leuchten beginnt. Anschließend wird das Natriumhydroxid mit dem Brenner geschmolzen und erneut die Leitfähigkeit der Schmelze geprüft. Dabei darf man die Spannung nicht zu hoch regeln, da sonst die Glühlampe durchbrennt.

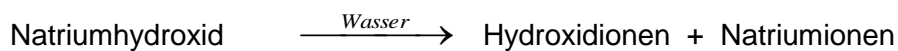
Beobachtung: Die Leitfähigkeitsprüfung des festen Natriumhydroxids fällt negativ aus, die Glühbirne leuchtet nicht. Dagegen leuchtet sie beim Prüfen der Schmelze. Die Schmelze von Natriumhydroxid leitet demnach den elektrischen Strom.

Auswertung: In der Schmelze von Natriumhydroxid müssen frei bewegliche Ladungsträger vorhanden sein. Da beim Schmelzen keine stofflichen Veränderungen stattgefunden haben, sondern lediglich der Aggregatzustand des Natriumhydroxids von fest in flüssig geändert wurde ($t_m = 322 \text{ °C}$), muss auch festes Natriumhydroxid Ionen enthalten.

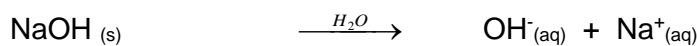
→ Unterschied zwischen Natriumhydroxid und Ammoniumhydroxid:

Im Natriumhydroxid sind die Ionen bereits vorgebildet enthalten und werden nicht erst wie beim Ammoniak durch die Reaktion mit Wasser gebildet.

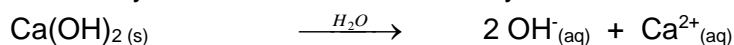
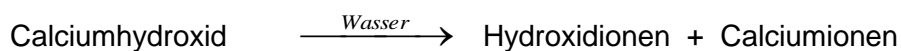
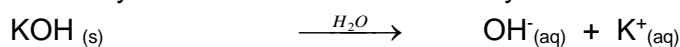
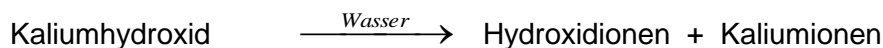
Wortgleichung:



Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



An dieser Stelle kann analog auch Kaliumhydroxid untersucht werden, oder es wird als Lehrerinformation gegeben, dass auch Kaliumhydroxid und Calciumhydroxid bereits vorgebildete Ionen enthalten, die beim Lösen in Wasser beweglich werden.



Die Schmelzen und die wässrigen Lösungen von Natriumhydroxid, Kaliumhydroxid und Calciumhydroxid sind also in der Lage, den elektrischen Strom zu leiten.






3. BETRACHTUNG DER NEUTRALISATION UND DER SALZBILDUNG AUF TEILCHENEbene

3.1 Die Bildung von Salzen

Es ist bereits bekannt, dass sich bei einer Neutralisation die sauren und alkalischen Eigenschaften der wässrigen Lösungen gegenseitig aufheben. Es bleibt zu klären, was bei der Neutralisation auf Teilchenebene mit den Hydroxid- und Laugenrestionen bzw. Oxonium- und Säurerestionen geschieht. Die Schülerinnen und Schüler können vermuten, dass alle Ionen am Neutralpunkt immer noch vorliegen und sich lediglich zahlenmäßig ausgleichen oder dass sie miteinander reagieren und dabei verloren gehen. Um dies zu prüfen, lässt sich eine Neutralisation unter kontinuierlicher Messung der Leitfähigkeit verfolgen. Im Fall der ersten Vermutung sollte die Leitfähigkeit der Lösung bei Zugabe der Natronlauge ansteigen, trifft hingegen die zweite Vermutung zu, sollte die Leitfähigkeit bis zum Erreichen des Neutralpunktes abnehmen und anschließend durch den Laugenüberschuss wieder ansteigen.

Versuch 18: Titration von Salzsäure gegen Natronlauge unter Leitfähigkeitsmessung

Geräte: 25-mL-Bürette, Trichter, Magnetrührer, Rührfisch, 150-mL-Erlenmeyerkolben (weithalsig), 10-mL-Messzylinder, 50-mL-Messzylinder, Leitfähigkeitsmessgerät (alternativ: Spannungsquelle, Unterputzkabel und Amperemeter)

Chemikalien: Salzsäure (c = 0,1 mol/L; GHS05 , GHS07 , Natronlauge (c = 0,1 mol/L; GHS05 , Universalindikator (GHS02 , GHS07 )

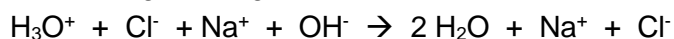
Durchführung: Die Bürette wird mit der Natronlauge gefüllt. 10 Milliliter Salzsäure, 40 Milliliter dest. Wasser, Universalindikator und Rührfisch werden in den Erlenmeyerkolben gegeben und dieser auf den Magnetrührer gestellt. Unter Rühren werden 20 Milliliter Natronlauge in 0,5-Milliliter-Schritten hinzu gegeben und jeweils die Leitfähigkeit der Lösung notiert. Die Veränderungen der Indikatorfärbung sind ebenfalls zu protokollieren.

Beobachtung: Die Salzsäure leitet den elektrischen Strom sehr gut. Mit der Menge an zugegebener Natronlauge sinkt die Leitfähigkeit. Gleichzeitig steigt der pH-Wert, wie an der Indikatorfärbung ersichtlich ist. Nach Zugabe von etwa 10 Millilitern Natronlauge ist der Neutralpunkt der Lösung erreicht, die Leitfähigkeit erreicht ihren Tiefpunkt, ohne ganz auf Null zu fallen. Wird der Neutralpunkt überschritten und die Lösung alkalisch, so beginnt die Leitfähigkeit wieder zu steigen.

Auswertung: Zu Beginn und zum Ende der Titration ist die Leitfähigkeit der Lösung am größten. Hier liegen in der Lösung die Ionen in der höchsten Konzentration vor. Am Neutralpunkt heben sich saure und alkalische Eigenschaften gegenseitig auf, wie der Indikatorumschlag anzeigt. Die Leitfähigkeit erreicht an diesem Punkt ihr Minimum, also müssen die Ionen (zumindest die Hydroxid- bzw. Oxoniumionen) miteinander zu ungeladenen Teilchen reagiert haben. Es können nicht alle Ionen zu ungeladenen Teilchen reagiert haben, da die Leitfähigkeit nicht auf Null sinkt.

Oxonium- und Hydroxidionen verbinden sich zu Wasser und heben sich dadurch gegenseitig auf, in der Lösung verbleiben Natrium- und Chlorid-Ionen.

Reaktionsgleichung für die Neutralisation in Formelschreibweise:



Oxonium- und Hydroxidionen verbinden sich unter Bildung von zwei Wassermolekülen. Dabei wird ein Wasserstoffion (Proton) vom Oxoniumion auf das Hydroxid-Ion übertragen. In der neutralen Lösung verbleiben Natrium- und Chloridionen. Sie sorgen als geladene Teilchen für die Leitfähigkeit der Lösung.

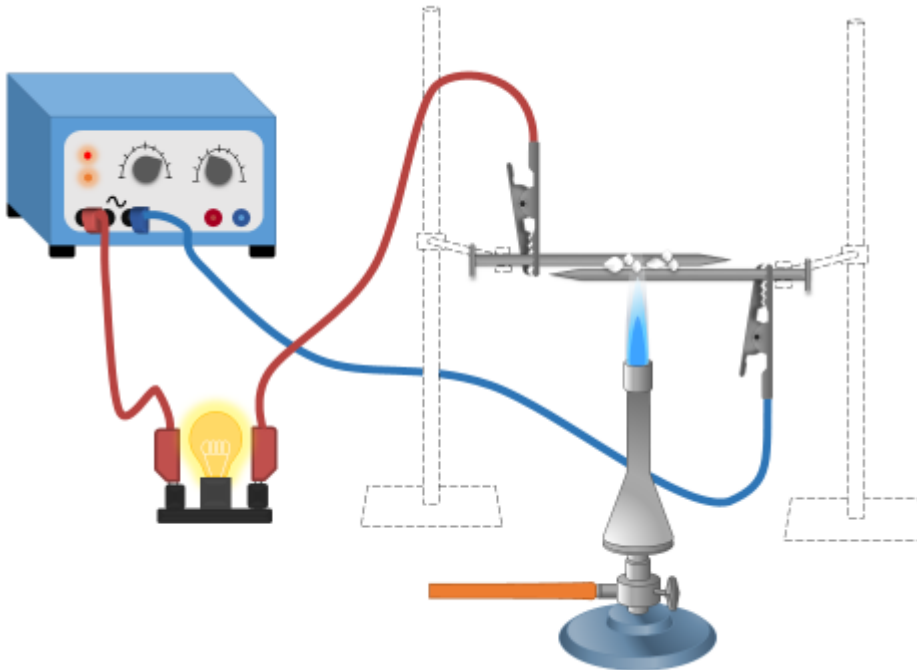
Falls entsprechende Kenntnisse über den Bau von Kochsalz noch nicht vorhanden sind, kann auf Teilchenebene geklärt werden, was mit den Natrium- und Chloridionen beim Eindampfen der neutralen Lösung geschieht. Dazu können die Schülerinnen und Schüler entweder vermuten, dass das feste Salz immer noch aus den Ionen besteht oder dass die Natrium- und Chloridionen beim Verdampfen des Wassers miteinander reagieren unter Bildung ungeladener Teilchen. Diese Vermutungen lassen sich durch die Untersuchung der Leitfähigkeit einer Kochsalzschmelze überprüfen.

Versuch 19: Untersuchen der elektrischen Leitfähigkeit von Kochsalz

Geräte: 2 lange Eisennägel, 2 Krokodilklemmen, Kabel, Wechselspannungsquelle, Glühbirne (0,15 Ampere), Stativmaterial, Spatel

Chemikalien: Kochsalz

Versuchsaufbau:



Durchführung: Zwei Eisennägel werden über Krokodilklemmen, Kabel und eine Glühbirne an eine Spannungsquelle angeschlossen. Die Nägel spannt man mit Hilfe von Stativklemmen waagrecht mit geringem Abstand zueinander ein. Zur Prüfung der Apparatur wird die Spannungsquelle bis auf maximale Spannung hochgeregelt, die Glühbirne darf nicht leuchten.

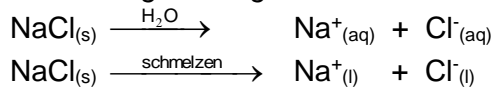
Die Spannung wird wieder herunter geregelt. Auf die Ritze zwischen beiden Nägeln gibt man etwas Natriumchlorid und regelt die Spannungsquelle bis zum Maximalwert hoch, ohne dass die Birne leuchtet. Anschließend erhitzt man das Natriumchlorid erst vorsichtig, dann stärker mit dem Bunsenbrenner. Achtung, bei zu starkem Leuchten der Glühbirne sollte man die Spannung herunterregeln!

Beobachtung: Beim Prüfen der Leitfähigkeit des festen Natriumchlorids leuchtet die Glühbirne nicht. Beim zunehmend kräftigerem Erhitzen beginnt das Kochsalz zu schmelzen, und nach kurzer Zeit leuchtet die Glühbirne. Entfernt man den Brenner, wird das Kochsalz wieder fest und die Glühbirne erlischt.

Auswertung: Das feste Kochsalz ist nicht in der Lage, den elektrischen Strom zu leiten. Es können demnach keine beweglichen Ladungsträger vorhanden sein. Erst die Schmelze leitet den elektrischen Strom, es müssen demnach bewegliche Ladungsträger entstanden sein. Die geladenen Teilchen müssen bereits vorgebildet im festen Salz vorliegen, da beim Schmelzen keine chemische Reaktion stattfand, sondern lediglich der Aggregatzustand des Salzes vom festen in den flüssigen Zustand geändert wurde ($t_m = 801 \text{ }^\circ\text{C}$). Festes Kochsalz ist demnach

aus Natrium- und Chloridionen aufgebaut. Beim Schmelzen oder Lösen in Wasser werden die Ionen beweglich und ermöglichen daher die Leitung des elektrischen Stroms.

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



Um zu prüfen, ob auch andere Salze aus Ionen aufgebaut sind, lassen sich entsprechende Untersuchungen mit weiteren Salzen durchführen, z.B. Kaliumacetat ($t_m = 292 \text{ °C}$), Natriumacetat ($t_m = 324 \text{ °C}$), Natriumsulfat ($t_m = 884 \text{ °C}$), Kaliumchlorid ($t_m = 770 \text{ °C}$) oder Calciumchlorid ($t_m = 772 \text{ °C}$). Die Schmelzen lassen sich dabei auch durch Erhitzen im Porzellantiegel darstellen und mit Hilfe eines einfachen Stromkreises mit Unterputzkabel und Glühbirne auf ihre Leitfähigkeit prüfen.

Abschließend kann zusammengefasst werden, dass bei der Reaktion zwischen reinen Säuren und Basen bzw. sauren und alkalischen Lösungen Salze entstehen. Die Salze sind aus Ionen aufgebaut, ihre Schmelzen und wässrigen Lösungen leiten daher den elektrischen Strom. Die festen Salze leiten den elektrischen Strom nicht, weil die Ionen nicht in beweglicher Form vorliegen.





→ An dieser Stelle kann sich eine Unterrichtseinheit zum Thema Kochsalz anschließen, falls entsprechende Inhalte nicht bereits vor dieser Unterrichtseinheit behandelt wurden.

3.2 Einführung des Konzentrationsbegriffes

Als Zusammenfassung der bisherigen Lerninhalte und gleichzeitig als Anknüpfungspunkt zur anschaulichen Erarbeitung des Konzentrationsbegriffs bietet sich die genauere Untersuchung und Deutung des folgenden, bereits aus dem Anfangsunterricht bekannten, Versuches an:

Versuch 20: Die allmähliche Neutralisation zwischen Zitronensäure-Entkalker und „Rohrfrei“

Geräte: Reagenzglas (30 mm x 200 mm), 50-mL-Messzylinder

Chemikalien: Festes „Rohrfrei“ (GHS05 ) , Zitronenreiniger (z.B. „Kalweg“, ca. 50 % ige Zitronensäurelösung; GHS07 ) , Universalindikator (GHS02 ) , GHS07 )

Durchführung: (Rohrreiniger enthalten unterschiedliche Mengen an Natriumhydroxid und Aluminiumkörnchen, daher sollten die Mengen unbedingt mit dem jeweiligen Produkt getestet werden. Je mehr Aluminiumkörnchen in der entnommenen Probe enthalten sind, umso schneller verläuft die Reaktion.)

In das Reagenzglas werden je nach Produkt zwischen 4 und 7 Gramm festes „Rohrfrei“ eingewogen. Dann gibt man in den Messzylinder 5 Milliliter „Kalweg“, 20 Tropfen Universalindikator, füllt auf 50 Milliliter mit Wasser auf und gießt dann den Inhalt zügig in das Reagenzglas.

Beobachtungen: 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, wodurch die mehr oder weniger rasche Durchmischung der

Lösung bewirkt wird. Sollte die Reaktion zu schnell verlaufen, kann man bei der Entnahme aus dem Vorratsgefäß darauf achten, möglichst wenige Aluminiumkörner mitzunehmen, oder einige davon mit einer Pinzette herauszunehmen.

Auswertung: Die Lösung ist durch die Zitronensäure zunächst rot gefärbt. Natriumhydroxid und Zitronensäure reagieren miteinander. Die fortschreitende Neutralisation ist über die Farbänderungen (Farbwechsel von rot über gelb nach grün) feststellbar. Schließlich liegt eine vollständig blau gefärbte Lösung vor, die Lösung weist einen alkalischen pH-Wert auf. Die Säure wurde vollständig neutralisiert, zum Ende der Reaktion liegt die Lauge im Überschuss vor.

Die Farbänderungen können folgendermaßen erklärt werden:

- Zu Versuchsbeginn liegen Oxoniumionen im Überschuss vor. Sie werden bei der Reaktion mit den Hydroxidionen verbraucht, der pH-Wert der Lösung steigt und die Lösung färbt sich gelb.
- Schließlich haben Oxonium- und Hydroxidionen vollständig miteinander reagiert, die Lösung weist einen neutralen pH-Wert auf und ist daher grün gefärbt.
- Aus dem festen Rohrfrei werden weiter Hydroxidionen freigesetzt. Sie finden zur Reaktion keine Oxoniumionen mehr. Daher steigt der pH-Wert der Lösung weiter ins alkalische an, die Lösung färbt sich blau.

Die allmähliche Farbveränderung bei der Neutralisation lässt sich durch die Verwendung des Begriffes „Konzentration“ folgendermaßen beschreiben:

- Zu Versuchsbeginn sind viele Oxoniumionen in der Lösung vorhanden, daher ist die Konzentration der Oxoniumionen sehr hoch und die Lösung reagiert sauer.
- Die Oxoniumionen reagieren mit den zugegebenen Hydroxidionen (entstehen beim Lösen von Natriumhydroxid). Die Anzahl an Oxoniumionen in der Lösung verringert sich, entsprechend nimmt auch die Konzentration der Oxoniumionen ab und der pH-Wert steigt.
- Irgendwann sind (fast) alle Oxoniumionen in der Lösung verbraucht. Die Konzentration der Oxoniumionen ist praktisch gleich Null, der pH-Wert der Lösung ist neutral.
- Die beim Lösen von Natriumhydroxid freigesetzten Hydroxidionen werden nicht mehr verbraucht, daher wächst ihre Zahl stetig an, bis das Natriumhydroxid aus dem Rohrfrei vollständig aufgelöst ist. Die Konzentration der Hydroxidionen in der Lösung steigt also an, die Lösung wird alkalisch.

Gemeinsam mit den Schülerinnen und Schülern kann nach einer Definition für den Begriff „Konzentration“ gesucht werden, wie beispielsweise: *„Als Konzentration bezeichnet man die Anzahl von Teilchen in einem bestimmten Volumen an Lösung.“*

Der Inhalt dieser Definition lässt sich auch folgendermaßen darstellen:

$$\text{Konzentration} = \frac{\text{Zahl der Teilchen}}{\text{Volumen}} = \frac{\text{Stoffmenge der Teilchen in mol}}{\text{Volumen in Liter}}$$




⇒ Die Konzentration besitzt die Einheit mol/L

(1 mol enthält $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen, wenn die Konzentration eines Stoffes 1 mol/L beträgt, so heißt das, es befinden sich in einem Liter Lösung $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen des gelösten Stoffes.)

Den Punkt, an dem in der Lösung praktisch keine Oxonium- und Hydroxidionen mehr enthalten sind, und die Leitfähigkeit am geringsten ist, nennt man Äquivalenzpunkt. Er lässt sich durch geeignete Indikatoren anzeigen.

Versuch 21: Titration von Salzsäure mit Natronlauge unter pH-Messung

Geräte: 100-mL-Becherglas, Magnetrührer, Rührfisch, pH-Messgerät, 50-mL-Bürette, Trichter

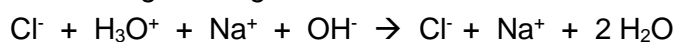
Chemikalien: Salzsäure (c = 0,1 mol/L; GHS05 , GHS07 , Natronlauge (c = 0,1 mol/L; GHS05 )

Durchführung: In das Becherglas füllt man 20 Milliliter Salzsäure, stellt es auf den Magnetrührer und gibt einen Rührfisch hinzu. In die Lösung wird eine frisch geeichte pH-Elektrode getaucht und der Magnetrührer eingeschaltet. Die Bürette füllt man mit Natronlauge und titriert die Lösung in 1-Milliliter-Schritten. Der pH-Wert wird jeweils am Messgerät abgelesen und in einer Tabelle notiert. Wenn der pH-Wert etwa 12 erreicht hat, bricht man die Titration ab. Die Messwerte werden anschließend in ein Volumen/pH-Diagramm übertragen.

Beobachtung: Während der Titration steigt der pH-Wert der Lösung an. Nach Zugabe von etwa 20 Millilitern Natronlauge kann ein pH-Wert-Sprung beobachtet werden.

Auswertung: Zwischen Säure und Lauge findet eine Reaktion statt, bei der Wasser und ein Salz gebildet werden. Bei der Neutralisation reagieren Oxonium- und Hydroxidionen miteinander, indem vom Oxoniumion ein Proton auf das Hydroxidion übertragen und dabei Wasser gebildet wird. Die Oxoniumionen werden durch die Hydroxidionen verbraucht, der pH-Wert der Lösung steigt an. Aus den Säure- und Laugenrest-Ionen bildet sich ein Salz, welches in Wasser gelöst vorliegt.

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



Zur weiteren Auswertung wird die Titrationskurve erstellt (vgl. Abb. 4).

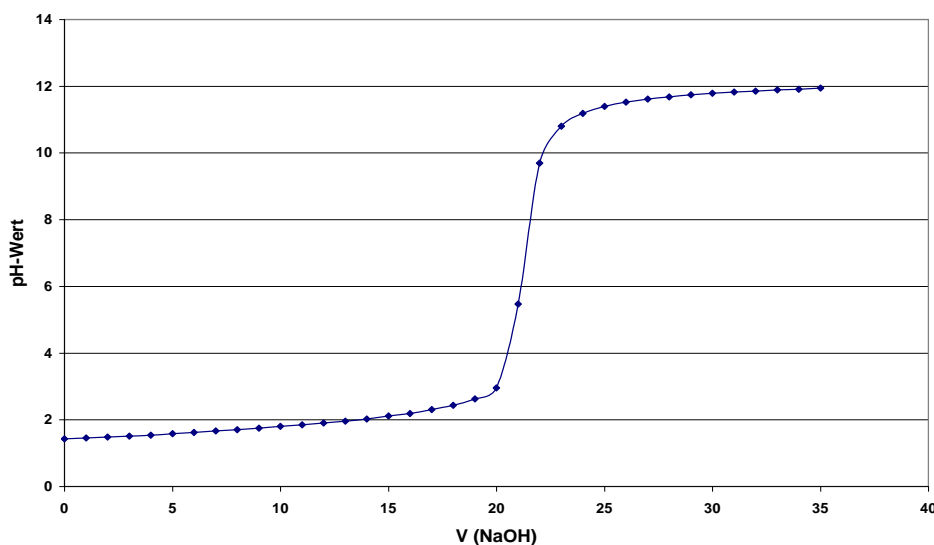


Abb. 4

Der Kurvenverlauf kann hinsichtlich der Stoffmengenänderungen (Äquivalenzpunkt, Plateau) interpretiert werden.

Daran anschließend lassen sich für die Titration einfache Stoffmengen- und Konzentrationsberechnungen durchführen.

Es gilt: $c = n / V$
 $n = c \cdot V$

Titrationbeginn: Zu Beginn liegt eine bestimmte Stoffmenge an Oxoniumionen in der Lösung vor [$n(\text{H}_3\text{O}^+)$]. Es werden Hydroxidionen (OH^-) in Form von Natronlauge zugegeben.

Äquivalenzpunkt: $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot V(\text{Salzsäure}) = c(\text{OH}^-) \cdot V(\text{Natronlauge})$

In der Lösung sind praktisch keine Oxonium- und Hydroxidionen mehr vorhanden, da sie sich miteinander zu Wasser umgesetzt haben. Die Lösung enthält also nur gelöstes Salz. Die Stoffmenge an Salz entspricht der ursprünglichen Stoffmenge an Oxoniumionen.

$$n(\text{Salz}) = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{Versuchsbeginn}}$$

Die Hydroxid-Ionen der weiter zugesetzten Natronlauge finden keine Oxoniumionen zur Reaktion mehr vor. Der pH-Wert steigt mit Zugabe von Natronlauge kontinuierlich an.




Titrationende: Es liegen nur Natronlauge und Salz in der Lösung vor.

3.3 Quantitative Bestimmung von Säuren und Laugen in Alltagsstoffen

Die erworbenen Kenntnisse zur Stoffmengen- und Konzentrationsberechnung lassen sich mit den folgenden Versuchen üben und festigen:

Versuch 22: Bestimmung des Gehaltes an Essigsäure in Haushaltsessig





Geräte: 150-mL-Becherglas, 50-mL-Messzylinder, Magnetrührer, Rührfisch, 25-mL-Bürette, Trichter

Chemikalien: Haushaltsessig, Natronlauge ($c = 0,5 \text{ mol/L}$; GHS05 , Universalindikator (GHS02 , GHS07 )

Durchführung: In einen Messzylinder werden 10 Milliliter Haushaltsessig gegeben und mit dest. Wasser auf 50 Milliliter aufgefüllt. Die Lösung wird in ein Becherglas gegossen und mit Universalindikator versetzt. Die Bürette füllt man mit Natronlauge und titriert unter Rühren in 0,5-Milliliter-Schritten bis zum Umschlagspunkt.

Versuch 23: Bestimmung des Gehaltes an Säure in Klarspüler







Geräte: 150-mL-Becherglas, 50-mL-Messzylinder, Magnetrührer, Rührfisch, 25-mL-Bürette, Trichter

Chemikalien: Klarspüler (GHS07 , Natronlauge ($c = 0,5 \text{ mol/L}$; GHS05 , Universalindikator (GHS02 , GHS07 )

Durchführung: In einen Messzylinder werden 10 Milliliter Klarspüler gegeben und mit dest. Wasser auf 50 Milliliter aufgefüllt. Die Lösung wird in ein Becherglas gegossen und mit Universalindikator versetzt. Die Bürette füllt man mit Natronlauge und titriert unter Rühren in 0,5-Milliliter-Schritten bis zum Umschlagspunkt.

Versuch 24: Bestimmung des Gehaltes an Natriumhydroxid in flüssigem Rohrreiniger

Geräte: 150-mL-Becherglas, 50-mL-Messzylinder, Magnetrührer, Rührfisch, 50-mL-Bürette, 1-mL-Pipette, Trichter

Chemikalien: flüssiger Rohrreiniger (GHS05 , Salzsäure (c = 0,5 mol/L; GHS05 , GHS07 , Phenolphthalein (GHS02 , GHS07 , GHS08 )












Durchführung: Mit der Pipette wird 1 Milliliter flüssiger Rohrreiniger abgemessen, in den Messzylinder gegeben und anschließend mit dest. Wasser auf 50 Milliliter aufgefüllt. Die Lösung wird in ein Becherglas gegossen und mit Phenolphthalein versetzt. Die Bürette füllt man mit Salzsäure und titriert unter Rühren in 0,5-Milliliter-Schritten bis zum Umschlagspunkt.

3.4 Titrationskurven starker/ schwacher Säuren und Laugen

Falls auch die Neutralisationen zwischen starken bzw. schwachen Säuren und Laugen behandelt werden sollen, können sich an dieser Stelle die folgenden Versuche anschließen (Durchführung in Schülergruppen).

Versuch 25 - 27: Aufnahme von weiteren Titrationskurven unter pH-Messung

Aufbau und Durchführung vergleiche Versuch 21

- Titration von Salzsäure (c = 0,1 mol/L; GHS05 , GHS07 ) gegen Ammoniumhydroxid-Lösung (c = 0,1 mol/L; GHS05 , GHS07 , GHS09 )
- Titration von Essigsäure (c = 0,1 mol/L; GHS07 ) gegen Natronlauge (c = 0,1 mol/L; GHS05 )
- Titration von Essigsäure (c = 0,1 mol/L; GHS07 ) gegen Ammoniumhydroxid-Lösung (c = 0,1 mol/L; GHS05 , GHS07 , GHS09 )

Aufstellen der entsprechenden Reaktionsgleichungen:

- $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- + \text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Ac}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Ac}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Ac}^- + \text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Ac}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$

Bei allen Reaktionen findet eine Neutralisation statt. Oxonium- und Hydroxid-Ionen reagieren miteinander. Dabei wird ein Proton übertragen, und es bilden sich das entsprechende Salz und Wasser.

Anschließend werden die Titrationskurven erstellt, interpretiert und miteinander verglichen.

Den Schülerinnen und Schülern ist aus dem Anfangsunterricht zu „Säuren, Laugen und Salzen“ bereits bekannt, dass:

- Salzsäure bei gleicher Konzentration tiefere pH-Werte erzeugt als Essigsäure.
→ *Salzsäure ist eine stärkere Säure als Essigsäure.*

- Natronlauge bei gleicher Konzentration höhere pH-Werte erzeugt als Ammoniumhydroxid-Lösung.
→ *Natronlauge ist eine stärkere Lauge als Ammoniumhydroxid.*

An neuen Erkenntnissen kann herausgearbeitet werden:

- Der Äquivalenzpunkt liegt nicht immer bei pH 7.
- Salzlösungen können auch andere pH-Werte als 7 haben.
- Salzlösungen von starken Säuren und schwachen Laugen reagieren leicht sauer.
- Salzlösungen von schwachen Säuren und starken Laugen reagieren leicht alkalisch.
- Salzlösungen von starken Säuren und starken Laugen reagieren neutral.
- Salzlösungen von schwachen Säuren und schwachen Laugen reagieren neutral.

Wichtig:

An dieser Stelle sollte deutlich differenziert werden zwischen starken / schwachen Säuren und Laugen bzw. verdünnten / konzentrierten Säurelösungen!

Die Schülerinnen und Schüler können erkennen, dass die Lage des Äquivalenzpunktes abhängig ist von der Art der sauren Lösung bzw. der Lauge. Salzlösungen besitzen demnach ganz unterschiedliche pH-Werte.

Um die Zusammenhänge zwischen Stärke / Schwäche der Säuren und Laugen und den pH-Werten ihrer Salzlösungen zu üben, können der folgende Versuch durchgeführt und die Ergebnisse entsprechend gedeutet werden. Bei den Salzen handelt es sich um alltägliche Stoffe, so ist Ammoniumsulfat ein Bestandteil von Pflanzendüngern und Natriumhydrogencarbonat in Backpulvern enthalten.

Versuch 28: Untersuchen der pH-Werte von Salzlösungen

Geräte: 2 50-mL-Bechergläser, 20-mL-Messzylinder, Spatel, Pinzette

Chemikalien: Ammoniumsulfat, Natriumhydrogencarbonat, Indikatorpapier

Durchführung: In 20 Millilitern neutralem Leitungswasser wird jeweils ein Spatel der Salze gelöst. Die Lösungen werden mit Indikatorpapier auf ihren pH-Wert getestet.

Auswertung:



- Die wässrige Lösung von Ammoniumsulfat, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, reagiert schwach sauer. Ammoniumsulfat ist das Salz der starken Säure Schwefelsäure und der schwachen Lauge Ammoniumhydroxid.
- Die wässrige Lösung von Natriumhydrogencarbonat, NaHCO_3 , reagiert schwach alkalisch. Natriumhydrogencarbonat ist das Salz der schwachen Säure Kohlensäure und der starken Lauge Natriumhydroxid.

3.5 Neutralisationsreaktionen mehrprotoniger Säuren

Im Anschluss ist es möglich, auch die Neutralisationsreaktionen mehrprotoniger Säuren zu behandeln. Der Einstieg kann über die Schwefelsäure gewählt werden, die Kenntnisse lassen sich anschließend am Beispiel der Phosphorsäure und Zitronensäure festigen.

Versuch 29: Titration von Schwefelsäure und Natronlauge unter pH-Messung

Geräte: 150-mL-Becherglas, Magnetrührer, Rührfisch, 50-mL-Bürette, Trichter, pH-Messgerät

Chemikalien: Schwefelsäure (c = 0,1 mol/L; GHS05 ) , Natronlauge (c = 0,5 mol/L; GHS05 )

Die Konzentrationsverhältnisse wurden gegenüber Versuch 21 geändert, da sonst das zugegebene Volumen an Lauge zu groß werden und die Titration zu lange dauern würde.

Durchführung: In das Becherglas füllt man 30 Milliliter Schwefelsäure, stellt es auf den Magnetrührer und gibt einen Rührfisch hinzu. In die Lösung wird eine frisch geeichte pH-Elektrode getaucht und der Magnetrührer eingeschaltet. Die Bürette füllt man mit Natronlauge und titriert die Lösung in 0,5-Milliliter-Schritten. Der pH-Wert wird jeweils am Messgerät abgelesen und in einer Tabelle notiert. Wenn der pH-Wert etwa 12 erreicht hat, bricht man die Titration ab. Die Messwerte werden anschließend in ein V/pH-Diagramm übertragen.

Auswertung: Erstellen und Interpretieren der Titrationskurve

Vergleich dieser Titrationskurve mit der von Salzsäure und Natronlauge:

- Bei der Titration von Schwefelsäure wurden insgesamt doppelt so viel Milliliter an Natronlauge verbraucht wie bei der Titration von Salzsäure.
 - Im Diagramm sind zwei Stufen statt einer zu erkennen, die erste Stufe liegt an der Stelle, an der bei der Titration mit Salzsäure der Äquivalenzpunkt auftrat.
- In der 0,1-molaren Schwefelsäure müssen doppelt so viele Oxoniumionen gewesen sein wie in der 0,1-molaren Salzsäure.

Eine Stufe in der Titrationskurve bedeutet, dass die Oxoniumionen in der Lösung vollständig neutralisiert wurden.

Die 1. Stufe erfolgt nach dem erwarteten Volumen an Natronlauge

Die 2. Stufe erfolgt nach dem doppelten des erwarteten Volumens an Natronlauge

→ Die Hälfte der gesamten Menge an Oxoniumionen muss zu Beginn der Titration in der Lösung vorgelegen haben. Nachdem dieser erste Anteil an Oxoniumionen verbraucht worden ist, wurde die zweite Hälfte an Oxoniumionen nachgebildet.

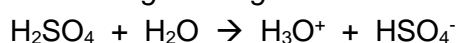
Die folgenden Teilreaktionen beschränken sich zur Vereinfachung auf die wesentlichen miteinander reagierenden Teilchen. Auf die Darstellung der Reaktionen in Elektronenschreibweise wurde aufgrund des zu hohen Anforderungsgrades verzichtet.

1. Protolysestufe:

Wortgleichung:

Schwefelsäure + Wasser → Oxoniumionen + Hydrogensulfationen

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:

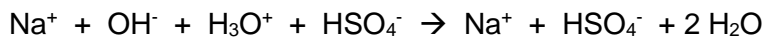
**Neutralisation bis zum 1. Äquivalenzpunkt:**

Wortgleichung:

Natriumionen + Hydroxidionen + Oxoniumionen + Hydrogensulfationen

→ Natriumionen + Hydrogensulfationen + Wasser

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



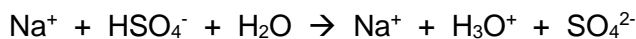
2. Protolysestufe:

Wortgleichung:

Natriumionen + Hydrogensulfationen + Wasser

→ Natriumionen + Oxoniumionen + Sulfationen

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



Neutralisation bis zum 2. Äquivalenzpunkt:

Wortgleichung:

Natriumionen + Hydroxidionen + Natriumionen + Oxoniumionen + Sulfationen →

Natriumionen + Sulfationen + Wasser

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



Gesamtreaktion:

Wortgleichung:

Natriumionen + Hydroxidionen + Oxoniumionen + Sulfationen

→ Natriumionen + Sulfationen + Wasser

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



- Beim Eindampfen der Lösung am 1. Äquivalenzpunkt würde ein Salz zurückbleiben bestehend aus Na^+ - und HSO_4^- -Ionen.
(NaHSO_4 = Natriumhydrogensulfat)
- Beim Eindampfen der Lösung am 2. Äquivalenzpunkt würde ein Salz zurückbleiben, bestehend aus Na^+ - und SO_4^{2-} -Ionen.
(Na_2SO_4 = Natriumsulfat)
- Die reine Schwefelsäure ist demnach in der Lage, bei der Reaktion mit Wasser zwei Protonen abzuspalten. Die Zwischenstufe HSO_4^- ist so stabil, dass sie als Natriumsalz (NaHSO_4) isoliert werden kann.



Da es experimentell nur schwer gelingt, bei der Titration der Phosphorsäure die dritte Dissoziationsstufe darzustellen, soll auf eine praktische Durchführung verzichtet werden. Stattdessen ist es möglich, entsprechend der formalen Auswertung der Titration von Schwefelsäure auch

für die Dissoziationsstufen der Phosphorsäure die Reaktionsgleichungen in Formelschreibweise aufzustellen. Diese können analog zur Schwefelsäure aufgestellt werden.

Da die Zitronensäure in der Unterrichtseinheit eine wichtige Stellung einnimmt, können auch ihre Neutralisationsreaktionen thematisiert und experimentell untersucht werden.

Versuch 30: Titration von Zitronensäure gegen Natronlauge unter pH-Messung

Geräte: 150-mL-Becherglas, Magnetrührer, Rührfisch, pH-Messgerät, 25-mL-Bürette, Trichter

Chemikalien: Zitronensäure ($c = 0,1 \text{ mol/L}$; GHS07 ) , Natronlauge ($c = 0,5 \text{ mol/L}$; GHS05 )

Die Konzentrationsverhältnisse wurden gegenüber Versuch 21 geändert, da sonst das zugegebene Volumen an Lauge zu groß werden und die Titration zu lange dauern würde.

Durchführung: In das Becherglas füllt man 30 Milliliter Zitronensäure, stellt es auf den Magnetrührer und gibt einen Rührfisch hinzu. In die Lösung wird eine frisch geeichte pH-Elektrode getaucht und der Magnetrührer eingeschaltet. Die Bürette füllt man mit Natronlauge und titriert die Lösung in 1-Milliliter-Schritten. Der pH-Wert wird jeweils am Messgerät abgelesen und in einer Tabelle notiert. Wenn der pH-Wert etwa 12 erreicht hat, bricht man die Titration ab. Die Messwerte werden anschließend in ein V/pH-Diagramm (Abb. 5) übertragen.

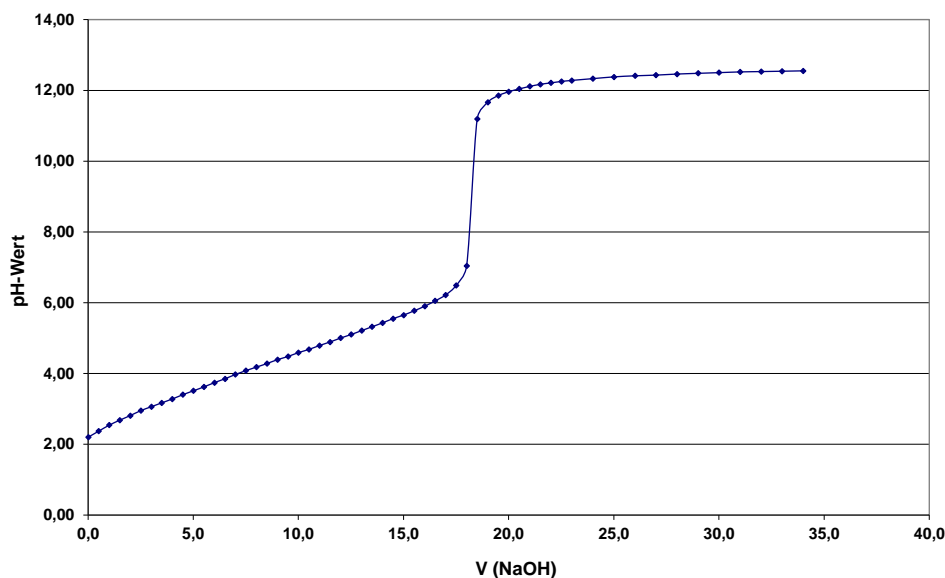


Abb. 5: pH-Wert-Diagramm der Titration von Zitronensäure mit Natronlauge

Auswertung von Versuch 30

Aufstellen und Interpretieren der Titrationskurve, Berechnung der Stoffmengen an Zitronensäure und Natronlauge, Vergleichen dieser Titrationskurve mit denen von Salzsäure bzw. Schwefelsäure mit Natronlauge.

- Bei der Titration von Zitronensäure mit Natronlauge wurden dreimal so viel Hydroxid-Ionen verbraucht wie bei der Titration von Salzsäure mit Natronlauge.
→ In der 0,1-molaren Zitronensäure müssen dreimal so viele Oxoniumionen enthalten gewesen sein wie in der 0,1-molaren Salzsäure.
- In der Titrationskurve der Zitronensäure ist nur eine Stufe nach Zugabe des dreifachen Volumens an Natronlauge erkennbar.
- Zitronensäure ist also wie Phosphorsäure in der Lage, bei der Reaktion mit Wasser pro Säuremolekül drei Oxoniumionen zu bilden. Sie besitzt drei Wasserstoffatome, die als Protonen an Wassermoleküle unter Bildung von Oxoniumionen abgegeben werden können.

- Bei der Zitronensäure werden die Protonen kontinuierlich abgeben im Gegensatz zur stufenweisen Abspaltung bei der Phosphorsäure oder der Schwefelsäure. Deshalb weist die Titrationskurve der Zitronensäure nur eine Stufe auf, diese wird erst nach der Dissoziation des dritten Protons sichtbar.

Analog zur Vorgehensweise bei der Phosphorsäure lassen sich auch für die Titration der Zitronensäure die Gleichungen für die Teilreaktionen aufstellen, dabei sollte weiterhin mit der vereinfachten Formel für die Zitronensäure (H_3Zit) gearbeitet werden.

4. BETRACHTUNG ALLTAGSRELEVANTER VERDRÄNGUNGSREAKTIONEN AUF TEILCHENEbene

4.1 Qualitative Untersuchungen

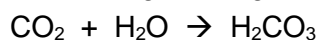
Bei der Reaktion zwischen Säuren und Laugen entstehen Salze, wobei einige Säuren unterschiedliche Salze bilden können. Viele dieser Salze spielen im Alltag eine wichtige Rolle, indem ihre spezifischen Reaktionen mit Säuren bzw. Laugen ausgenutzt werden. Einige besondere Verdrängungsreaktionen und ihre Anwendungen sollen im Folgenden besprochen und auf der Teilchenebene gedeutet werden.

Da die Kohlensäure und ihre Salze bereits im Teil I der Unterrichtseinheit „Säuren, Laugen, Salze“ eine wichtige Stellung einnahmen, sollten sie bei der Betrachtung auf Teilchenebene nicht fehlen. Um jedoch die Verdrängungsreaktionen der kohlensauren Salze entsprechend deuten zu können, müssen zuvor wesentliche Grundlagen über die Kohlensäure gelegt werden.

Die Bildung der Kohlensäure:

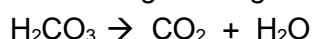
Beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Wasser findet eine chemische Reaktion statt, bei der die Kohlensäure gebildet wird.

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



Die Kohlensäure ist jedoch sehr instabil und zerfällt leicht wieder zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

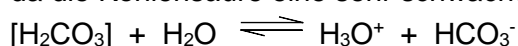
Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



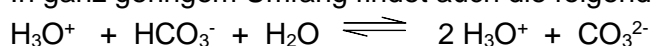
Daher schreibt man als zusammenfassende Gleichgewichtsreaktion:



Weiterhin kann darauf verwiesen werden, dass $[H_2CO_3]$ in Wasser nicht vollständig dissoziiert, da die Kohlensäure eine sehr schwache Säure ist.



In ganz geringem Umfang findet auch die folgende Reaktion statt:



Die Lehrerin/ der Lehrer kann aus den folgenden Beispielen eine angemessene Auswahl treffen.

4.1.1 Einsatzzwecke von Natriumhydrogencarbonat im Alltag


Es können an dieser Stelle entweder die Reaktion von Brausepulver (a) oder von Backpulver (b) behandelt werden, da die chemischen Grundlagen identisch sind.

a) Wie entsteht das Sprudeln beim Brausepulver?

Aus dem ersten Teil der Unterrichtskonzeption ist bereits bekannt, dass die Sprudelwirkung von Brausepulver auf die Inhaltsstoffe Natriumhydrogencarbonat und Weinsäure bzw. Zitronensäure zurückzuführen ist. Bei Zugabe von Wasser zum Brausepulver wird die Reaktion gestartet und Kohlenstoffdioxid freigesetzt - es sprudelt.

Versuch 31: Untersuchen der Wirkungsweise von Brausepulver

Geräte: Reagenzglas (18 mm x 180 mm), 2 Wägeschälchen, 2 Spatel, 5-mL-Messzylinder, Duran-Uhrgläschen bzw. Duran-Reagenzglas, Tiegelzange bzw. Reagenzglashalter

Chemikalien: Weinsäure (GHS07 ) , Natriumhydrogencarbonat (Kaiser® Natron-Pulver)

Durchführung: Je 0,5 Gramm Natriumhydrogencarbonat und Weinsäure werden im Reagenzglas mit 5 Millilitern Wasser versetzt. Nach beendeter Reaktion dampft man einen Teil der Lösung vorsichtig auf einem Uhrgläschen oder im Reagenzglas ein.

Beobachtung: Bei Zugabe des Wassers setzt eine heftig schäumende Reaktion ein. Beim Eindampfen der klaren Lösung bleibt ein weißer kristalliner Feststoff zurück.

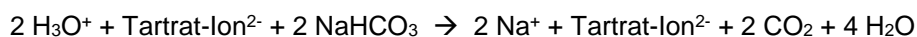
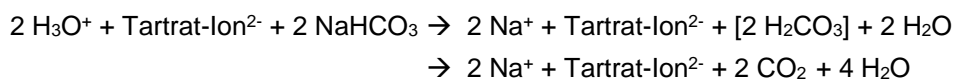
Auswertung:

Wortgleichung:

Weinsäure + Natriumhydrogencarbonat → Salz + Kohlenstoffdioxid + Wasser

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:

Weinsäure ist eine zweiprotonige Säure, ihr Säurerestion nennt man Tartration, ihre Salze Tartrate.



Weinsäure reagiert mit Natriumhydrogencarbonat unter Freisetzung von Kohlensäure und Bildung von Natriumtartrat, dem Salz der Weinsäure. Da Kohlensäure instabil ist, zerfällt sie unter Bildung von Kohlenstoffdioxid und Wasser. Das entweichende Kohlenstoffdioxid ist für das Sprudeln der Lösung verantwortlich.

b) Was geschieht beim Backen mit Backpulver?


Viele Backpulver/Backtriebmittel enthalten außer Natriumhydrogencarbonat auch eine sauer reagierende Substanz. Wie bereits bekannt, ist eine stärkere Säure in der Lage, aus einem Salz der schwachen Kohlensäure Kohlendioxid freizusetzen, welches den Teig aufbläht.

Backpulver können als Säuerungsmittel verschiedene *Säureträger* enthalten wie Dinatriumdiphosphat, Calciumdihydrogenphosphat, Na-Al-Phosphate, Weinsäure, Weinstein, Zitronensäure o.a. Carbonsäuren. Man findet auf den Packungsangaben meist die Bezeichnungen „Säuerungsmittel Phosphat“ oder „Säuerungsmittel E 450“, hinter beiden Beschreibungen verbergen sich die gleichen Zusatzstoffe (Diphosphate), in der Regel Dinatriumdiphosphat ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$) und Calciumdihydrogenphosphat ($\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$). Ein Zusatz von Mehl, Stärke oder Calciumcarbonat verhindert eine vorzeitige Reaktion zwischen Natriumhydrogencarbonat und dem Säureträger.

Bei Zugabe von Wasser zu dem Teig reagiert dieses mit der reinen Säure unter Bildung einer sauren Lösung. Wurde als Säuerungsmittel ein Salz wie das Dinatriumdiphosphat eingesetzt, so bildet sich eine sauer reagierende Salzlösung. Durch beide kann aus dem Natriumhydrogencarbonat Kohlenstoffdioxid freigesetzt werden, welches den Teig aufbläht.

Versuch 32: Untersuchen der Wirkungsweise von Backpulver

Geräte: Reagenzglas (18 mm x 180 mm), 2 Wägeschälchen, 2 Spatel, 5-mL-Messzylinder, Duran-Uhrgläschen bzw. Duran-Reagenzglas, Tiegelzange bzw. Reagenzglashalter

Chemikalien: Weinsäure (GHS07 ) , Natriumhydrogencarbonat (Kaiser® Natron-Pulver)

Durchführung: Je 0,5 Gramm Natriumhydrogencarbonat und Weinsäure werden im Reagenzglas mit 5 Millilitern Wasser versetzt. Nach beendeter Reaktion dampft man einen Teil der Lösung vorsichtig auf einem Uhrgläschen oder in einem Reagenzglas ein.

Beobachtung: Bei Zugabe des Wassers setzt eine heftig schäumende Reaktion ein. Beim Eindampfen der klaren Lösung bleibt ein kristalliner Feststoff zurück.

Auswertung: (Reaktionsgleichungen vgl. Deutung von Versuch 31)





Die stärkere Weinsäure reagiert mit Natriumhydrogencarbonat unter Bildung von Kohlensäure und Natriumtartrat, dem Salz der Weinsäure. Da die Kohlensäure instabil ist, zerfällt sie unter Bildung von Kohlenstoffdioxid und Wasser. Das entweichende Kohlenstoffdioxid bläht den Teig auf. Durch das Backen wird der Kuchen fest und behält seine lockere Form.

c) Wie funktioniert das Backen mit reinem Natron?

In einigen Rezepten wird der Einsatz von Natron ohne Säure-Zusatz beschrieben. Für die Schülerinnen und Schüler ist nicht zu erklären, warum der Teig beim Backen trotzdem aufgeht. Sie können jedoch ableiten, dass ebenfalls ein Gas gebildet werden muss, das den Teig aufbläht. Um dies zu untersuchen, kann der folgende Versuch durchgeführt werden:

Versuch 33: Erhitzen von Natron

Geräte: Duran-Reagenzglas, (16 mm x 160 mm), Reagenzglas (16 mm x 160 mm), Stopfen mit Ableitungsrohr, Gummischlauch, Glasrohr mit ausgezogener Spitze, Spatel

Chemikalien: Natriumhydrogencarbonat (Kaiser® Natron), Kalkwasser (GHS05 , GHS07 ) , Watesmopapier / wasserfreies Kupfersulfat (GHS07 , GHS09 )

Durchführung: In das Duran-Reagenzglas wird Natriumhydrogencarbonat 0,5 Zentimeter hoch eingefüllt. Man verschließt es mit einem Stopfen mit Ableitungsvorrichtung. Das Glasrohr taucht mit der ausgezogenen Spitze (bessere Durchmischung) in das mit Kalkwasser gefüllte Reagenzglas. Das Natron wird so lange erhitzt, bis keine Gasentwicklung mehr sichtbar ist (Achtung, Zurücksteigen des Kalkwassers vermeiden!). Zur Beendigung des Versuches sollte man erst das Ableitungsrohr aus der Kalkwasserlösung entfernen, bevor der Bunsenbrenner ausgeschaltet wird!

Beobachtung: Beim Erhitzen des Natrons treten Gasblasen aus dem Ableitungsrohr aus. Mit der Zeit trübt sich das Kalkwasser weißlich. Der Rückstand im Reagenzglas sieht noch fast genauso aus wie vor dem Versuch, die Substanzmenge scheint sich jedoch etwas verringert zu haben. Im oberen Teil des Reagenzglases mit dem Natron kondensieren klare Tröpfchen. Diese können mit Watesmopapier / wasserfreiem Kupfersulfat getestet werden.

Auswertung: Das Watesmopapier / wasserfreie Kupfersulfat zeigt einen positiven Wasser-nachweis. Beim Erhitzen des Natrons muss folglich Wasser gebildet worden sein. Als weiteres Reaktionsprodukt konnte durch das Kalkwasser Kohlenstoffdioxid nachgewiesen werden. Da so lange erhitzt wurde, bis sich kein Gas mehr bildete, muss das Natron vollständig umgesetzt worden und zusätzlich zu Kohlenstoffdioxid und Wasser ein weiterer neuer Stoff entstanden sein.

Ansatz für die Wortgleichung:

Natriumhydrogencarbonat → Kohlenstoffdioxid + Wasser + ...





Ansatz für die Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:

$\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \dots$

Um die Reaktionsgleichung vervollständigen zu können, muss die Frage geklärt werden, um welchen Stoff es sich bei dem weißen Rückstand im Reagenzglas handelt. Um seine Eigenschaften mit denen von Natron zu vergleichen, lässt sich folgender Versuch durchführen:

Versuch 34: Prüfen der Reaktionsfähigkeit des Rückstandes mit Säure

Geräte: Reagenzglas mit Rückstand aus Versuch 33, Reagenzglas (16 mm x 160 mm), Stopfen mit Ableitungsrohr, Gummischlauch, Glasrohr mit ausgezogener Spitze, 5-mL-Messzylinder

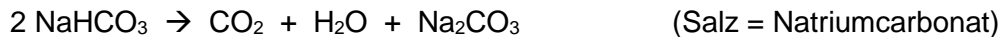
Chemikalien: Salzsäure (c = 0,5 mol/L; GHS05 , GHS07 , Kalkwasser (GHS05 , GHS07 )

Durchführung: In das Reagenzglas mit dem erkalteten Rückstand werden 5 Milliliter verdünnte Salzsäure gegeben und das Reagenzglas schnell mit einem Stopfen mit Ableitungsvorrichtung verschlossen. Das Ableitungsrohr taucht in ein weiteres Reagenzglas mit Kalkwasser.

Beobachtung: Der Rückstand braust bei Säurezugabe auf, und es treten Gasblasen aus dem Ableitungsrohr in das Kalkwasser, welches sich mit der Zeit milchig weiß trübt.

Auswertung: Der Rückstand hat mit Salzsäure reagiert, dabei wurde Kohlenstoffdioxid gebildet. Der Rückstand muss also ebenfalls ein Carbonat sein. Da Hydrogencarbonat auszuschließen ist, kann es sich bei dem Rückstand nur um Natriumcarbonat, dem zweiten Salz der Kohlensäure handeln.

Vervollständigen der Reaktionsgleichung in Formelschreibweise für das Erhitzen von Natron:



Kohlensäure kann als Salze Hydrogencarbonate und Carbonate bilden. Bei dem Rückstand handelt es sich um ein Carbonat. (Analogie zu Schwefel-, Phosphor- und Zitronensäure, die ebenso in der Lage sind, verschiedene Salze zu bilden.)

Natriumhydrogencarbonat lässt sich also auch durch Hitze zersetzen. Dabei entstehen Kohlenstoffdioxid, Wasser und ein weiteres Salz der Kohlensäure, das Natriumcarbonat. Daher ist es möglich, Natron auch ohne Zusatz von Säure beim Backen als Backtriebmittel zu verwenden. Natriumhydrogencarbonat beginnt sich beim Erwärmen auf über 65°C zu zersetzen (Oberhalb von 300°C ist die Umwandlung vollständig.).





Hinsichtlich der Frage, warum Natriumhydrogencarbonat in der Regel lediglich mit Säurezusatz verwendet wird, kann als weiterführende Information gegeben werden, dass dies auf geschmackliche Unterschiede zurückzuführen ist. Beim Erhitzen von Natriumhydrogencarbonat entsteht Natriumcarbonat (Soda), welches einen unangenehmen Eigengeschmack besitzt, den man im Kuchen herausschmeckt.

Natriumhydrogencarbonat als Antazidum

Den Schülerinnen und Schülern ist bereits das Antazidum Rennie® bekannt, häufig ebenso das Antazidum Bullrich® Salz. Letzteres enthält als Wirkstoff Natriumhydrogencarbonat (NaHCO_3). Aus der Lehrerinformation, dass es bei der Einnahme von Bullrich® Salz gegen Sodbrennen zu vermehrtem Aufstoßen kommen kann, ergibt sich die Motivation, die Reaktion zwischen Salzsäure und Bullrich® Salz genauer zu untersuchen, um die Ursache für diese Nebenwirkung zu finden.

Versuch 35: Bullrich® Salz reagiert mit Magensäure

Geräte: 2 Reagenzgläser, Stopfen mit Ableitungsrohr, Schlauch, Glasrohr mit ausgezogener Spitze, 5-mL-Messzylinder, Mörser, Pistill

Chemikalien: Salzsäure (c = 1 mol/L; GHS05 , GHS07 ) , Kalkwasser (GHS05 , GHS07 ) , Bullrich® Salz

Durchführung: An dem Stopfen mit Ableitungsrohr wird mit dem Schlauch das Glasrohr so befestigt, dass die Spitze in das Reagenzglas mit Kalkwasser eintauchen kann. In dem zweiten Reagenzglas werden zu zwei fein gemörserten Tabletten Bullrich® Salz 5 Milliliter Salzsäure gegeben und das Reagenzglas rasch mit dem Stopfen verschlossen.

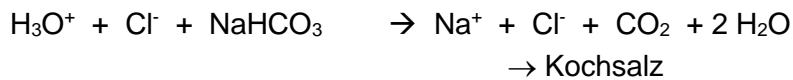
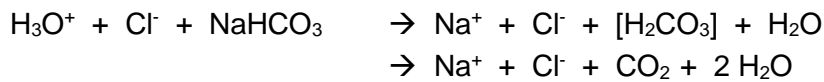
Beobachtung: Das Bullrich® Salz-Pulver braust bei Säurezugabe auf, und es treten Gasblasen aus dem Ableitungsrohr. Das Kalkwasser trübt sich mit der Zeit milchig weiß.

Auswertung: Das Natriumhydrogencarbonat im Bullrich® Salz-Pulver hat mit Salzsäure reagiert, dabei wurde Kohlenstoffdioxid gebildet.

Wortgleichung:

Salzsäure + Natriumhydrogencarbonat → Salz + Kohlenstoffdioxid + ...

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



Die starke Salzsäure verdrängt die schwächere Kohlensäure aus ihrem Salz. Da diese instabil ist, zerfällt sie zu Kohlenstoffdioxid und Wasser. Übrig bleiben Natrium- und Chlorid-Ionen, die zusammen Kochsalz bilden. Die gleiche Reaktion läuft auch im Magen ab. Das freiwerdende Kohlenstoffdioxid sammelt sich im Magen und wird beim Aufstoßen freigesetzt. Daher die unangenehme Nebenwirkung von Antazida wie Rennie® und Bullrich Salz®, die beide Carbonate als Wirkstoffe besitzen.

4.1.2 Untersuchen der chemischen Vorgänge beim Entkalken

Den Schülerinnen und Schülern ist bekannt, dass Kaffeemaschinen und Teekoher mit der Zeit verkalken (Bildung von Kesselstein). Um den Prozess des Verkalkens näher zu untersuchen, kann folgender Vorversuch durchgeführt werden:

Versuch 36: Eindampfen von Leitungswasser

Geräte: Duran-Reagenzglas, Reagenzglashalter

Chemikalien: kalkhaltiges Leitungswasser

Durchführung: Das Reagenzglas wird zu maximal einem Drittel mit frischem kaltem Leitungswasser gefüllt und dieses langsam und vorsichtig (Siedeverzug!) eingedampft.

Beobachtung: Beim Eindampfen setzt sich an der Reagenzglaswand ein milchig trüber Niederschlag ab.


Auswertung: Im Leitungswasser sind gelöstes Calciumhydrogencarbonat und Magnesiumhydrogencarbonat enthalten. Beim Erhitzen des Leitungswassers wandeln sie sich in Calciumcarbonat und Magnesiumcarbonat um, die nur sehr wenig in Wasser löslich sind und sich daher ablagern.

Durch ihre Ablagerungen auf den Heizstäben und durch sie verursachte Verstopfungen der Röhren wird die Leistungsfähigkeit der Geräte vermindert.

Abhilfe schaffen so genannte „Entkalker“, die die Beläge chemisch entfernen. Das Entkalken kann folgendermaßen demonstriert werden: (An Stelle eines verkalkten Wasserkochers können auch andere verkalkte Gegenstände wie Heizspiralen oder Reagenzgläser mit präpariertem Kalkbelag eingesetzt werden.)

Versuch 37: Entkalken eines Wasserkochers

Geräte: verkalkter Wasserkocher

Chemikalien: Essig-Essenz oder käufliche Entkalker (GHS07 )

Durchführung: Man verdünnt Essigessenz im Verhältnis 1 zu 5 mit Wasser, gibt die Mischung in den Wasserkocher und kocht diese auf. Bei Verwendung eines käuflichen Entkalkers verfährt man nach der Gebrauchsanweisung. Je nach Grad der Verkalkung muss dieser Vorgang mehrfach wiederholt werden.

Beobachtung: Der Kalkbelag verringert sich, das blanke Metall der Heizspiralen ist wieder zu erkennen.

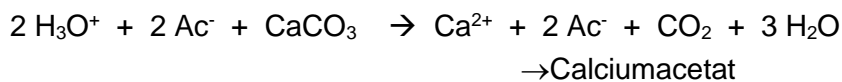
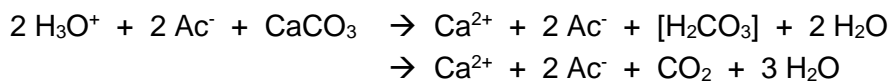
Auswertung: Die Entkalker enthalten Säuren, die mit den Carbonaten reagieren, indem sie die Kohlensäure aus dem Salz verdrängen. Die Kohlensäure ist instabil und zerfällt zu Kohlenstoffdioxid und Wasser (Schäumen). In der Lösung verbleibt ein Salz aus Säurerestionen und Calcium- bzw. Magnesiumionen. Entsprechend reagiert auch die Essigsäure im Haushaltssig mit den Kalkbelägen.

Aufstellen der Reaktionsgleichungen für das Entkalken mit Essigsäure:

Wortgleichung:

Essigsäure + Calciumcarbonat → Salz + Kohlenstoffdioxid + Wasser

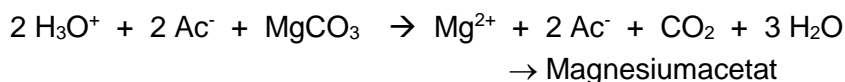
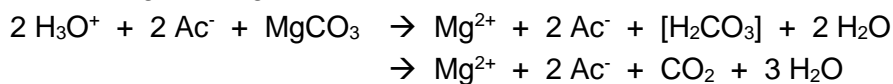
Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



Wortgleichung:

Essigsäure + Magnesiumcarbonat → Salz + Kohlenstoffdioxid + Wasser

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



Bei der Reaktion zwischen Essigsäure und Calciumcarbonat bzw. Magnesiumcarbonat entstehen Kohlenstoffdioxid, Wasser und die entsprechenden Salze der Essigsäure, Calciumacetat (CaAc_2) und Magnesiumacetat (MgAc_2). Diese Salze sind gut wasserlöslich und bilden daher keine Ablagerungen auf den Heizspiralen.

4.1.3 Aufklärung des „alternativen Springbrunnenversuches“

Im ersten Teil der Unterrichtskonzeption nahm die Verdrängungsreaktion zwischen Ammoniumchlorid und Natronlauge (alternativer Springbrunnenversuch und Freisetzung von Ammoniak aus Salmiak-Pastillen) eine wichtige Stellung ein. Daher soll auch diese Reaktion auf Teilchenebene am Beispiel des alternativen Springbrunnenversuchs gedeutet werden.

Den Schülerinnen und Schülern ist aus dem alternativen Springbrunnenversuch (Teil I, Versuch 31) bekannt, dass Ammoniumchlorid (Lötstein) mit Natriumhydroxid (Rohrfrei) nach Zugabe von Wasser reagiert und dabei Ammoniak gebildet wird. Aufgrund der guten Löslichkeit von Ammoniak in Wasser entsteht im Reaktionsgefäß ein Unterdruck, wodurch das Wasser im Schlauch zurücksteigt. Es soll nun versucht werden, für diese Reaktion eine Reaktionsgleichung zu formulieren:

Wortgleichung:

Natriumhydroxid + Ammoniumchlorid → Ammoniak + ...?.

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:

$\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})} + \text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{NH}_{3(\text{g})} + \dots?$

Es stellt sich die Frage, welche/r Stoff/e außer Ammoniak noch entsteht/entstehen? Dazu soll die Reaktion zwischen Ammoniumchlorid und Natriumhydroxid genauer auf ihre Reaktionsprodukte untersucht werden, indem man die Edukte im stöchiometrischen Massenverhältnis reagieren lässt und die Lösung anschließend eindampft.

Versuch 38: Reaktion zwischen Lötstein und Natriumhydroxid

Geräte: Duran-Reagenzglas (16 mm x 160 mm), 10-mL-Messzylinder, langer Spatel, Uhrgläschen, Pipette, Mörser, Pistill

Chemikalien: Lötstein (Ammoniumchlorid; GHS07[!]), Natriumhydroxid-Plättchen (GHS05[!]), Universalindikator (GHS02[!], GHS07[!]) oder Indikatorpapier

Durchführung: 0,5 Gramm gemahlener Lötstein und 0,37 Gramm Natriumhydroxid-Plättchen (stöchiometrisches Massenverhältnis) werden sehr genau abgewogen und in das Reagenzglas gegeben. Die Mischung wird unter leichtem Schütteln oder Rühren in 10 Millilitern neutralem Leitungswasser gelöst (unter dem Abzug) und das entstehende Gas mit einem feuchten Indikatorpapier-Streifen geprüft. Nach beendeter Reaktion dampft man einige Milliliter der Lösung langsam ein (Achtung, Siedeverzug!). Anschließend löst man den trockenen Rückstand in etwas Leitungswasser auf und prüft die Lösung mit Indikatorpapier oder Universalindikator auf ihren pH-Wert.

Beobachtungen: Bei Zugabe des Wassers zu den beiden Ausgangsstoffen erwärmt sich die Lösung, es setzt eine Gasentwicklung ein. Das feuchte Stück Indikatorpapier färbt sich blau (alkalische Reaktion). Beim Eindampfen der klaren Lösung bleibt ein weißer Feststoff zurück, der sich trotz kräftigen Erhitzens nicht zersetzt. Seine wässrige Lösung färbt Universalindikator grün und zeigt am Indikatorpapier eine neutrale Reaktion an (falls genau abgewogen wurde, ansonsten liegt der pH-Wert zumindest zwischen dem der Ausgangsstoffe).

Auswertung: Bei der Reaktion zwischen Ammoniumchlorid und Natriumhydroxid wird die schwächere Base Ammoniak aus ihrem Salz durch die stärkere Natronlauge verdrängt. Des Weiteren entsteht ein Stoff, der beim Eindampfen als weißer kristalliner Feststoff zurückbleibt. Aufgrund seiner Hitzebeständigkeit und des neutralen pH-Wertes seiner wässrigen Lösung kann es sich nicht um einen der Ausgangsstoffe handeln. Seine Eigenschaften deuten vielmehr auf ein Salz hin.

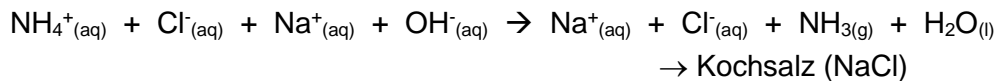
Um welches Salz es sich handelt, kann aus den beteiligten Säure- und Laugenrest-Ionen geschlossen und die Reaktionsgleichung vervollständigt werden.

Wortgleichung:

Ammoniumchlorid + Natriumhydroxid → Salz + Ammoniak + ...?

Bei der Betrachtung der Reaktion in Formelschreibweise wird klar, dass außerdem noch Wasser als Reaktionsprodukt entsteht.

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



4.1.4 Kalk und der „Saure Regen“

Die folgenden Unterrichtsthemen „der Kalkkreislauf“ und „Untersuchung zur Herstellung und Wirkungsweise von Kalkmörtel“ dienen dazu, bereits erworbene Kenntnisse anzuwenden und die chemischen Zusammenhänge dieser alltäglichen Vorgänge problemorientiert zu erarbeiten. Aufgrund ihrer nach wie vor hohen Alltagsrelevanz und Aktualität in Umweltdiskussionen sollte der Reaktion zwischen Kalk und Säure ein hoher Stellenwert beigemessen werden. In diesem Zusammenhang sollte auf die Bildung und Wirkungsweise von Saurem Regen und den Kalkkreislauf eingegangen werden.

Für den Einstieg in diesen Unterrichtsabschnitt eignet sich Bildmaterial (Schulbuch) von säurekorrodierten Denkmälern aus Kalksandstein, insbesondere so genannte „Vorher-Nachher-Fotos“. Auf die Frage nach den Ursachen für diese Zerstörungen können die Schülerinnen und Schüler aufgrund ihrer Kenntnisse über die Reaktionsweisen von Kalk vermuten, dass der Kalkstein durch Säuren angegriffen wurde. Vielfach ist ihnen auch bereits der Begriff „Saurer Regen“ aus den Medien bekannt. Um zu prüfen, ob Regenwasser wirklich sauer ist, lässt sich der folgende Versuch durchführen:

Versuch 39: Untersuchen des pH-Wertes von Regenwasser

Geräte: Reagenzglas

Chemikalien: Universalindikator (GHS02 , GHS07 ) , Regenwasser

Durchführung: Das Reagenzglas wird zur Hälfte mit Regenwasser gefüllt und mit einigen Tropfen Universalindikator versetzt.

Lehrerhinweis: Das Regenwasser sollte schon vorher gesammelt und auf seinen pH-Wert geprüft werden! Der pH-Wert von Regenwasser fällt regional sehr unterschiedlich aus. Generell ist das Regenwasser zu Beginn eines Regengusses saurer als am Ende, da mit der Zeit die sauer reagierenden Gase aus der Luft ausgewaschen werden. Proben sollten also zu Beginn eines Regenschauers genommen werden!

Beobachtung: Der Indikator zeigt einen leicht sauren pH-Wert an (etwa bei pH 4, unterliegt regionalen Schwankungen).

Auswertung: Regenwasser ist nicht neutral sondern leicht sauer.

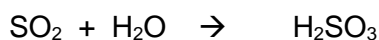
Die Schülerinnen und Schüler sollten nun Vermutungen darüber aufstellen, warum das Regenwasser sauer ist. Regen entsteht in den Wolken, daher kann es sich nur um gasförmige

Stoffe handeln, die sich beim Regnen im Regenwasser lösen und dort die sauren Eigenschaften hervorrufen.

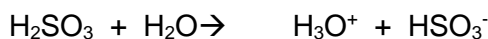
Den Schülerinnen und Schülern sind als Gase, die in Wasser eine saure Reaktion auslösen, Kohlenstoffdioxid, Chlorwasserstoff und Schwefeldioxid bekannt. Kohlenstoffdioxid und Schwefeldioxid sind Verbrennungsprodukte von Kohle und Schwefel. Sie können als Abgase bei Verbrennungen in Heizkraftwerken, Kraftfahrzeugen oder Industrieanlagen freigesetzt werden. Bei der Verbrennung aller fossilen Brennstoffe wie z.B. Holzkohle, Heizöl oder Benzin wird Kohlenstoffdioxid freigesetzt. Viele dieser Brennstoffe sind in geringen Mengen mit Schwefelverbindungen verunreinigt. Bei ihrer Verbrennung entsteht daher auch Schwefeldioxid. Da die Schülerinnen und Schüler nicht über entsprechende Kenntnisse verfügen, muss von der Lehrkraft Chlorwasserstoff als Verursacher des Sauren Regens ausgeschlossen werden.

Die Reaktionen von Kohlenstoff und Schwefel mit Sauerstoff sind den Schülerinnen und Schülern aus dem vorangegangenen Unterricht bekannt. Die Reaktion zwischen Kohlenstoffdioxid und Wasser wurde bereits in Kap. 4.1 auf Teilchenebene behandelt. Für die Verbrennung von Schwefel und die wässrige Lösung des Reaktionsproduktes wird im Folgenden die Reaktion von Schwefeldioxid mit Wasser auf der Teilchenebene betrachtet:

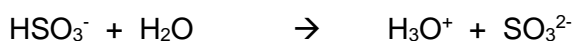
Reaktionsgleichungen in Formelschreibweise:



Schwefeldioxid reagiert mit Wasser unter Bildung von Schwefliger Säure.



In wässriger Lösung gibt die Schweflige Säure als starke Säure ein Proton ab, dabei entstehen pro Molekül Schwefliger Säure ein Oxoniumion und ein Hydrogensulfition.



Das Hydrogensulfition ist in der Lage, ein weiteres Proton abzuspalten. Es entstehen ein weiteres Oxoniumion und ein Sulfition.



Will man die Bildung der sauren Lösung bei der Reaktion zwischen Schwefeldioxid und Wasser veranschaulichen, so kann dazu Schwefel in reinem Sauerstoff in einem Standzylinder verbrannt werden, der außerdem mit etwas Wasser und Indikator gefüllt ist. Aus den bekannten Versuchen und ihrer formalen Deutung kann bestätigt werden, dass die Verbrennungsgase von Holzkohle und Schwefel tatsächlich in Wasser saure Lösungen bilden. Die sauren Eigenschaften des Regenwassers lassen sich somit durch Kohlenstoffdioxid- bzw. Schwefeldioxid-Abgase bei Verbrennungen (Heizkraftwerke, Kraftfahrzeuge, Industrieanlagen ...) erklären. An dieser Stelle sollte auch auf die Schädigungen der Pflanzen (Waldsterben) durch den Sauren Regen eingegangen werden und auf Möglichkeiten, die Emission von Kohlenstoffdioxid und Schwefeldioxid zu verringern.

Was bei der Einwirkung von Saurem Regen auf Kalk geschieht, kann mit den folgenden Versuchen erarbeitet werden:

Versuch 40: Lösen von Kalk durch kohlenstoffdioxidhaltiges Wasser

Anmerkung: Aus Zeitgründen lässt sich dieser Versuch vorher vom Lehrer durchführen. Mit dem gewonnenen Filtrat können im Unterricht die Versuche 41 und 42 durchgeführt werden.

Geräte: 2 Reagenzgläser (30 mm x 200 mm), 2 Reagenzgläser (16 mm x 160 mm) Ableitungsröhr, Gummischlauch, Glasrohr mit ausgezogener Spitze, Reagenzglashalter, Trichter, „Blauband“ Filterpapier (Schleicher & Schuell)

Chemikalien: Kalk (gemahlen), Kohlenstoffdioxid, Salzsäure ($c = 1 \text{ mol/L}$; GHS05 , GHS07 )

Durchführung: Ein Reagenzglas wird ca. 1 Zentimeter hoch mit gemahlenem Kalk und etwa zu zwei Dritteln mit Leitungswasser gefüllt. In die Lösung leitet man etwa 10 Minuten lang Kohlenstoffdioxid ein. Anschließend wird die Lösung durch „Blauband“ Filterpapier in das zweite Reagenzglas filtriert.



Von dem klaren Filtrat gibt man jeweils ca. 2 bis 3 Milliliter in zwei kleine Reagenzgläser und dampft die beiden Lösungen ein. Der Rückstand wird durch Zugabe von neutralem Leitungswasser auf seine Wasserlöslichkeit und durch Zugabe einiger Tropfen Salzsäure auf seine Reaktionsfähigkeit mit Säuren geprüft.

Beobachtung: Beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid bleibt die Lösung trübe. Nach dem Filtrieren erhält man ein klares Filtrat, aus dem sich beim Eindampfen ein weißer Feststoff abscheidet. Dieser löst sich nicht in Wasser und braust beim Versetzen mit Säure auf.

Auswertung: Der Rückstand löst sich nicht in Wasser, es muss sich daher um ein schwerlösliches Calciumsalz handeln. Da der Niederschlag bei Zusatz von Salzsäure aufbraust (Kohlenstoffdioxid wird freigesetzt), muss der Stoff ein Carbonat oder Hydrogencarbonat sein.

Versuch 41: Untersuchen des Filtrats auf seine Reaktion mit Säure

Geräte: Reagenzglas (16 mm x 160 mm), Pipette

Chemikalien: 5 mL des Filtrats aus Versuch 40, Salzsäure ($c = 0,5 \text{ mol/L}$; GHS05 , GHS07 )



Durchführung: Etwa 5 Milliliter des Filtrats werden im Reagenzglas mit einigen Millilitern Salzsäure versetzt.

Beobachtung: Bei Zugabe der Säure setzt eine Gasentwicklung ein.

Auswertung: Im Filtrat muss ein kohlenstoffdioxidhaltiger Stoff gelöst vorliegen.

Versuch 42: Untersuchen des Filtrats durch Eindampfen

Geräte: Reagenzglas mit seitlichem Ansatz (30 mm x 200 mm), Stopfen, Gummischlauch, Glasrohr mit ausgezogener Spitze, Reagenzglas (16 mm x 160 mm), Glaswolle, Stativmaterial

Chemikalien: Rest des Filtrats aus Versuch 40, Kalkwasser (GHS05 , GHS07 )

Durchführung: Das Reagenzglas mit seitlichem Ansatz wird zur Hälfte mit dem klaren Filtrat gefüllt, ein Bausch Glaswolle querschnittsfüllend unterhalb des Ansatzes befestigt und das Reagenzglas mit einem Stopfen verschlossen. Am seitlichen Ansatz befestigt man den Schlauch mit dem Glasrohr und taucht die ausgezogene Spitze in das mit Kalkwasser gefüllte

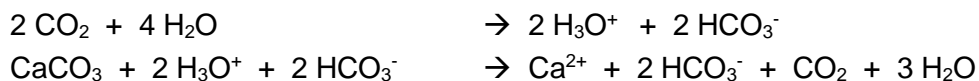
Reagenzglas. Das Filtrat wird langsam erwärmt, dabei ist ein Zurücksteigen des Kalkwassers in das Glasrohr zu vermeiden.

Beobachtung: Beim Erwärmen des klaren Filtrats treten Gasblasen aus dem Ableitungsrohr aus, die mit der Zeit das Kalkwasser milchig trüben. Dabei trübt sich auch das Filtrat, es fällt ein weißer Niederschlag aus.

Auswertung: Durch das Erwärmen wird der im Filtrat gelöste Stoff zersetzt. Dabei wird Kohlenstoffdioxid freigesetzt und unlösliches Calciumcarbonat ausgefällt. Beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid in die wässrige Kalkaufschlämmung muss eine Reaktion zwischen Calciumcarbonat und Kohlenstoffdioxid stattgefunden haben. Dabei ist ein Stoff entstanden, der sich gut in Wasser löst, beim Zusatz von Säuren Kohlenstoffdioxid freisetzt und sich beim Erwärmen unter Bildung von Kohlenstoffdioxid und unlöslichem Calciumcarbonat zersetzt.

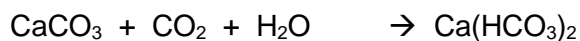
Den Schülerinnen und Schülern ist bereits bekannt, dass Natriumhydrogencarbonat beim Erhitzen in Kohlenstoffdioxid und Natriumcarbonat zerfällt. Deshalb können sie vermuten, dass das klare Filtrat Calciumhydrogencarbonat enthalten hat.

Reaktionsgleichungen in Formelschreibweise:



Kohlenstoffdioxid bildet in Wasser eine saure Lösung, die den Kalk angreift. Dabei entstehen Kohlenstoffdioxid, Wasser und gut lösliches Calciumhydrogencarbonat.

Durch Herauskürzen der Teilchen, die auf beiden Seiten der Reaktionsgleichungen auftauchen, erhält man folgende Gesamtgleichung:



Calciumhydrogencarbonat zerfällt beim Erwärmen unter Bildung von Calciumcarbonat, Kohlenstoffdioxid und Wasser.



Die Reaktion des Auflöserns von Kalk durch kohlensaure Lösung wurde also durch das Erwärmen wieder umgekehrt. Das Gleiche geschieht auch, wenn man das Wasser ohne Erhitzen langsam verdunsten lässt (*Begleitversuch möglich*).

Bedeutung dieser Umkehrreaktion in der Natur:

Der Saure Regen ist zwar ein nach wie vor aktuelles Umweltproblem, Kohlenstoffdioxid war jedoch auch schon früher ein Bestandteil der Luft, die anderen heutigen Luftschadstoffe waren damals jedoch in geringeren Anteilen vorhanden. Schon seit Millionen von Jahren löst sich das Kohlenstoffdioxid aus der Luft im Regenwasser. Dieses greift den Kalkstein an, der in der Natur in großen Mengen in Erdboden und Gebirgen vorkommt. Gleichzeitig bildet sich Kalk auch wieder zurück, z.B. in Tropfsteinhöhlen.

Durch kohlensaures Regenwasser wird Kalk aus kalkhaltigen Böden und Gesteinen herausgelöst, daher enthält das versickernde Regenwasser große Mengen an Calciumhydrogencarbonat. Es wandert durch den Erdboden in tiefer liegende Erdschichten. Zum Teil gelangte es

in unterirdische Höhlen, wo es von den Decken heruntropft. Im Inneren der Höhle verdunstet das Wasser, und es entsteht Calciumcarbonat, welches sich an der Decke und auf dem Boden der Höhle absetzt.

Dabei bilden sich Kalkablagerungen in Form von Zapfen (Stalaktiten) und Säulen (Stalagmiten), die man in so genannten Tropfsteinhöhlen findet.

Ergänzend kann erwähnt werden, dass das meiste in Wasser gelöste Calciumhydrogencarbonat jedoch ins Grundwasser und durch die Quellen in Flüsse und Meere gelangt. Dort verwenden Korallen, Muscheln und Schnecken das Calciumhydrogencarbonat, um daraus wieder Kalk für ihre Gehäuse herzustellen. Im Laufe der Zeit setzt sich eine Schicht aus Kalk-Gehäusen und -Skeletten ab. Daraus können in Jahrmillionen wieder neue Gesteinsschichten aus Kalkstein entstehen. Es gibt also in der Natur einen natürlichen Kalkkreislauf.

4.1.5 Herstellung und Wirkungsweise von Kalkmörtel

Kalk findet sich auf unterschiedliche Weise im Alltag wieder:

- Marmor (sehr dichter und fester Kalkstein) → Baumaterial
- Kreide (lockerer Kalkstein) → Tafelkreide
- Kesselstein (Kalk: CaCO_3) → Verkalkte
Haushaltsgeräte
- Kalkmörtel → Baumaterial

Den Schülerinnen und Schülern ist womöglich der Begriff „Kalkmörtel“ bereits bekannt, nicht aber seine Zusammensetzung und seine Besonderheiten als Baumaterial. Kalkmörtel ist ein Bindemittel. Er dient zur Verbindung von Bausteinen im Mauerwerk oder zum Verputzen. Dazu wird Kalkmörtel mit Wasser angerührt, diese Mischung härtet allmählich an der Luft aus.

Doch woraus besteht Kalkmörtel? Wie bereits der Name sagt, spielt Kalk eine wichtige Rolle, er ist der Rohstoff für die Herstellung von Kalkmörtel. Um Kalkmörtel herzustellen, wird der Kalk zuerst stark erhitzt (Brennen).



1. Schritt: Kalkbrennen

Erhitzen des Kalksteines auf 900 – 1000°C

Das Kalkbrennen soll im Experiment nachgestellt werden, um zu untersuchen, was dabei chemisch mit dem Kalk geschieht.

Versuch 43: Kalkbrennen

Geräte: Duran-Reagenzglas (16 mm x 160 mm), Reagenzglas (16 mm x 160 mm), passender Stopfen mit Ableitungsrohr, Gummischlauch, Glasrohr mit ausgezogener Spitze

Chemikalien: gemahlener Kalk (CaCO_3), Kalkwasser (GHS05 , GHS07 )

Durchführung: Ein Reagenzglas wird 2 Zentimeter hoch mit gemahlenem Kalk gefüllt. Man verschließt das Reagenzglas mit einem Stopfen mit Ableitungsrohr, Gummischlauch und Glasrohr und taucht die ausgezogene Spitze des Glasrohres in das mit Kalkwasser gefüllte Reagenzglas. Der Kalk wird mit dem Bunsenbrenner kräftig erhitzt.

Beobachtung: Beim Erhitzen des Kalks treten Gasblasen aus dem Ableitungsrohr aus. Nach kurzer Zeit trübt sich das Kalkwasser.

Auswertung: Beim Erhitzen von Kalk wurde Kohlenstoffdioxid freigesetzt.

Woraus besteht der Rückstand, der gebrannte Kalk?

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



Bei Erhitzen des Kalks wird Kohlenstoffdioxid abgespalten. Der Rückstand besteht aus Calciumoxid, man nennt ihn auch „gebrannten Kalk“ oder „Brantkalk“.

Da sich die Umsetzung von Calciumcarbonat zu Calciumoxid im Schulversuch kaum vollständig realisieren lässt, sollte für die weiteren Untersuchungen auf Calciumoxid aus dem Chemikalienschrank zurückgegriffen werden. Für die Schülerinnen und Schüler kann der Hinweis gegeben werden, dass die Reaktion industriell in großen Brennöfen stattfindet und eine entsprechende Umsetzung in der Schule nicht optimal reproduziert werden kann.

2. Schritt: Kalklöschen

Die Bauarbeiter auf dem Bau verwenden gebrannten Kalk (Brantkalk), indem sie ihn mit Wasser versetzen, sie sagen dazu auch: Der Kalk wird „gelöscht“. Das Produkt wird Löschkalk oder gelöschter Kalk genannt.

Versuch 44: Kalklöschen

Geräte: Reagenzglas (16 mm x 160 mm), Pipette, Thermometer (100°C)

Chemikalien: Brantkalk (CaO; GHS05 , GHS07 ) , Universalindikatorpapier

Durchführung: In ein Reagenzglas wird ca. 2 bis 3 Zentimeter hoch Calciumoxid gefüllt und das Thermometer hineingestellt. Dann versetzt man das Calciumoxid tropfenweise mit Leitungswasser und misst dabei die Temperatur des entstehenden Breis. Nach dem Erreichen der maximalen Temperatur wird mit Universalindikatorpapier der pH-Wert des Breis bestimmt.

Beobachtung: Der Brantkalk bildet mit Wassers einen Brei, die Temperatur steigt deutlich an. Das Indikatorpapier färbt sich blau.

Auswertung: Brantkalk reagiert stark exotherm mit Wasser. Dabei bildet sich eine Lauge, wie an der alkalischen Reaktion des Universalindikatorpapiers zu sehen ist.

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



Das Calciumoxid reagiert mit Wasser, dabei wird Wärme frei und es entsteht Calciumhydroxid. Calciumhydroxid dissoziiert in Wasser in Calciumionen und Hydroxidionen, daher reagiert seine wässrige Lösung alkalisch.

Die Bauarbeiter mischen den gelöschten Kalk mit Sand, das ist der Mörtel.

Mit dem Mörtel fügen sie die Ziegelsteine zusammen.

3. Schritt: Aushärten des Kalkmörtels

Der zunächst noch feuchte und weiche Mörtel härtet mit der Zeit aus und verbindet die Bausteine fest miteinander.

Versuch 45: Aushärten des Kalkmörtels

Geräte: 500-mL-Becherglas, großer Plastiklöffel, 2 Ziegelsteine

Chemikalien: Calciumhydroxid (GHS05 , GHS07 ) , feiner Sand





Durchführung: Einem Gemisch aus ca. 100 Gramm Calciumhydroxid und ca. 300 Gramm feinem Sand wird so viel Wasser zugefügt, bis ein dicker Brei entsteht. Der Brei wird zwischen zwei Ziegel geschichtet und einige Tage an der Luft trocknen gelassen (z.B. auf der Heizung).

Beobachtung: Mit der Zeit wird der Mörtel fest und hell. Die Ziegel halten durch ihn fest zusammen.

Was ist mit dem Mörtel passiert? Die Schülerinnen und Schüler können nicht unterscheiden, ob der Kalkmörtel lediglich getrocknet ist oder ob eine stoffliche Veränderung stattgefunden hat. Dies soll mit dem folgenden Versuch überprüft werden. Das Wasser ist bereits nach ein bis zwei Tagen beim Trocknen auf der Heizung verdunstet. Das eigentliche Abbinden dauert jedoch länger, der Versuch 46 sollte daher erst frühestens nach einer Woche durchgeführt werden, um ein deutliches Ergebnis zu erhalten.

Versuch 46: Prüfen des ausgehärteten Mörtels auf sein Verhalten gegenüber Säure

Geräte: Uhrglas, Hammer, Mörser, Pistill, Pipette, 2 Reagenzgläser, passender durchbohrter Stopfen mit kurzem Glasrohr, Glasrohr mit ausgezogener Spitze, Schlauchmaterial

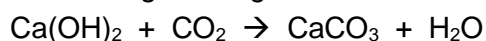
Chemikalien: Mörtel (siehe Versuch 45), Salzsäure (c = 1 mol/L; GHS05 , GHS07 ) , Kalkwasser (GHS05 , GHS07 )

Durchführung: Von dem selbst hergestellten, ausgehärteten Mörtel wird ein Teil mit dem Hammer abgetrennt, im Mörser zerrieben und auf ein Uhrgläschen gegeben. Den geriebenen Mörtel versetzt man mit einigen Tropfen Salzsäure. Zur Untersuchung des Gases wird ca. 2 Zentimeter hoch zerriebener Mörtel in ein Reagenzglas gegeben. Dann fügt man 5 Milliliter Salzsäure hinzu, verschließt das Reagenzglas rasch mit dem durchbohrten Stopfen und leitet über ein Stückchen Schlauch und das Glasrohr mit ausgezogener Spitze das entstehende Gas in ein zweites Reagenzglas, in dem sich ca. 5 Milliliter Kalkwasser befinden.

Beobachtung: Der Mörtel auf dem Uhrglas braust beim Versetzen mit Salzsäure auf. Das im Reagenzglas bei der Reaktion von Mörtel und Salzsäure entstehende Gas trübt das Kalkwasser milchigweiß.

Auswertung: Der Mörtel hat mit der Salzsäure reagiert, bei der Reaktion wurde Kohlenstoffdioxid gebildet. Der Mörtel muss demnach ein Carbonat oder ein Hydrogencarbonat enthalten. Beim Trocknen des Mörtels ist also nicht allein das Wasser verdunstet, sondern es hat eine chemische Reaktion stattgefunden, die folgendermaßen gedeutet werden kann:

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:



Der feuchte Mörtel enthält Sand und Calciumhydroxid. Beim Trocknen des Mörtels tritt zunächst das überschüssige Wasser aus und verdunstet, dann verbindet sich Kohlenstoffdioxid aus der Luft mit dem Calciumhydroxid zu Calciumcarbonat. Man sagt dazu: „Der Mörtel „bindet“ ab“. Bei diesem Vorgang entsteht ein eng verfilztes Gemenge von Calciumcarbonatkristallen und Sandkörnern. Die Kristalle wachsen auch in die poröse Oberfläche der Ziegelsteine hinein, so dass diese zusammengehalten werden. Auf diese Weise werden die Ziegelsteine fest miteinander verbunden, der Mörtel erhärtet. Der feste Mörtel besteht wieder aus dem ursprünglichen Ausgangsprodukt Calciumcarbonat (Kalk).

Das Kalkbrennen, das Kalklöschen und das Abbinden des Mörtels bilden somit einen stofflichen Kreislauf, der sich zusammenfassend entsprechend dieses Schaubildes (vgl. Abb. 6) darstellen lässt.

KREISLAUF DES KALKSTEINES:

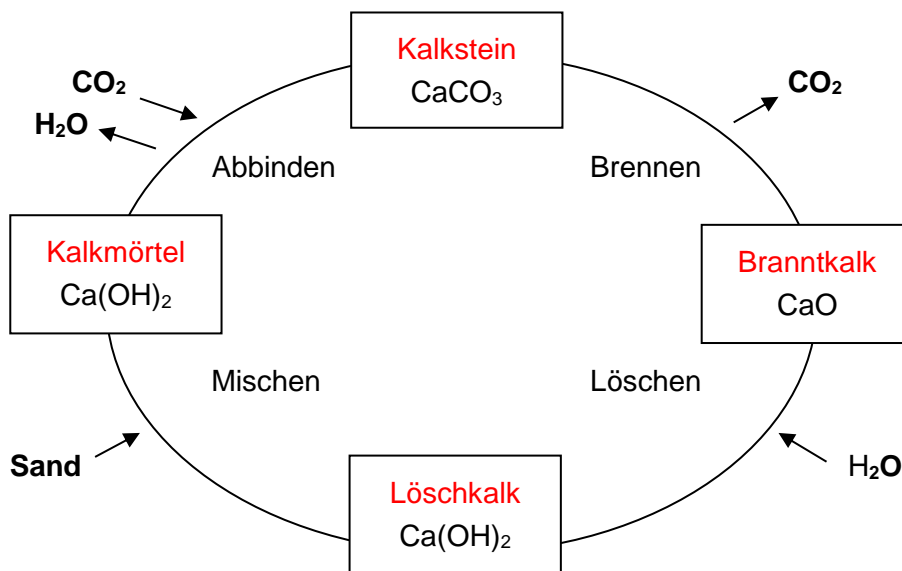


Abb. 6