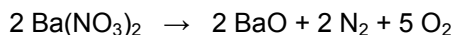


1. Chemie der Wunderkerze

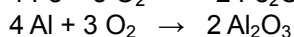
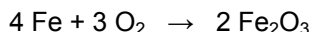
Hintergrund

Die Brennstoffe einer Wunderkerze sind Eisen- und Aluminiumpulver, die mit einem Kleister aus Stärke vermischt sind. Eingebettet in diese Mischung sind Sauerstoff spendende Nitrate (Bariumnitrat, Kaliumnitrat). Im Detail besteht eine Wunderkerze i.a. aus 55% $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, 5% Al, 25% Fe, 15% Dextrin; die schwarze Kappe zur Zündung ist eine Mischung aus $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ (mit einer Zündtemperatur von 675°C) und KNO_3 (mit einer Zündtemperatur von 270°C). Zur Verbrennung ist Luftsauerstoff nicht notwendig. Eine Nebenreaktion ist die Bildung von Stickoxiden NO_x .

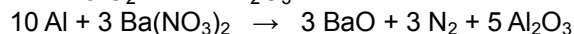
Bariumnitrat zerfällt in der Hitze:



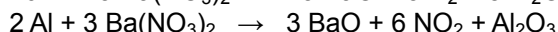
Der freigesetzte Sauerstoff reagiert dann mit den Metallen zu den entsprechenden Metalloxiden:



Zusammengefasst ergibt sich daraus:



Nitrose Gase bilden sich in der Nebenreaktion:



Durchführung

Geräte: Standzylinder, Deckglas, Becherglas

Chemikalien: Wunderkerzen, Indikatorlösung, Nitratteststäbchen, Sauerstoff und Stickstoff.

Biege den Metalldraht der Wunderkerze zu einem Haken um, entzünde die Wunderkerze und hänge sie in den Standzylinder, verschließe ihn mit einem Deckglas weitestmöglich, lass die Kerze abbrennen und nimm die abgebrannte Wunderkerze heraus. Fülle den Standzylinder ca. 2-3 cm hoch mit Wasser, verschließe mit dem Deckglas und schüttele. Untersuche die Lösung mit Nitratteststäbchen und Indikatorlösung.

Wiederhole den Versuch noch zwei Mal. Fülle dabei einmal den Standzylinder vorher mit Sauerstoff und einmal mit Stickstoff.

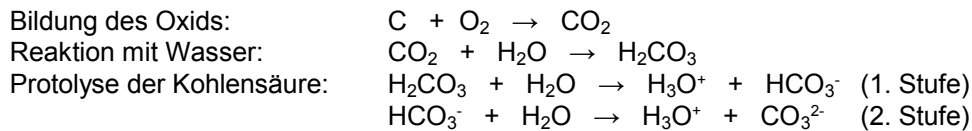
Gib die abgebrannten Wunderkerzen ein das Becherglas, versetze sie mit Wasser und untersuche die Lösung mit pH-Indikator.

Beobachtungen und Erklärungen

2. Nichtmetalloxide: Die Anhydride von Oxosäuren

Hintergrund

Nichtmetalle (z.B. Kohlenstoff, Stickstoff, Schwefel, Phosphor) reagieren mit Sauerstoff zu ihren Oxiden, die mit Wasser zu sauerstoffhaltigen Säuren, den sog. Oxosäuren, weiter reagieren. Den Stoff, der mit Wasser zu einer Säure reagiert, bezeichnet man auch als das Anhydrid der jeweiligen Säure. Daher sind Nichtmetalloxide prinzipiell die Anhydride ihrer Oxosäuren. Für das Beispiel Kohlenstoff ergibt sich:



Das Kohlensäuremolekül ist sehr instabil und neigt dazu, wieder in Wasser und Kohlendioxid zu zerfallen. Daher wird es oft nicht als Molekül, sondern als $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ geschrieben.

Durchführung

Geräte: Verbrennungslöffel, Bunsenbrenner, Standzylinder mit Deckglas oder großer Erlenmeyerkolben mit Stopfen
Chemikalien: Kohle (gepulvert), Schwefel, roter Phosphor, Sauerstoff, Universalindikator-Lösung.

Gib in den Standzylinder oder den großen Erlenmeyerkolben etwas Wasser und versetze mit Universalindikator-Lösung. Fülle das Gefäß mit Sauerstoff und verschließe es. Gib auf einen Verbrennungslöffel eine kleine Menge Schwefel und erhitze über der Bunsenbrennerflamme, bis er zu brennen beginnt. Halte den Verbrennungslöffel dann in das Gefäß (nicht in das Wasser eintauchen) und verschließe weitestmöglich.

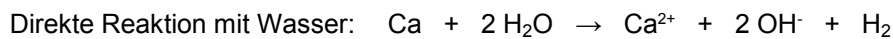
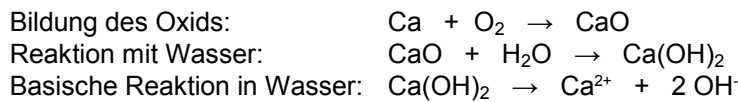
Wiederhole den Versuch mit rotem Phosphor und mit gepulverter Holzkohle.

Beobachtungen und Erklärungen

3. Laugen aus Metalloxiden

Hintergrund

Metalle (z.B. Lithium, Calcium, Magnesium) reagieren mit Sauerstoff zu ihren Oxiden, die mit Wasser zu den Hydroxiden weiter reagieren können, sofern die Oxide in Wasser genügend löslich sind oder das Metall genügend unedel ist. Sehr unedle Metalle reagieren auch direkt mit Wasser zu den Hydroxiden (z.B: alle Alkalimetalle). Längst nicht alle Metalloxide reagieren mit Wasser bzw. in so geringem Umfang (z.B. Aluminiumoxid, Eisen(III)oxid, Titanoxid), dass die Basizität kaum zu Tage tritt. Für das Beispiel Calcium ergibt sich:



Die Oxide reagieren also in Gegenwart von Wasser basisch, weil sie mit dem Wasser zu den Hydroxiden reagieren. Verwendet man direkt die Hydroxide, so erhält man in Wasser basische Lösungen, weil die Hydroxidionen selbst in Lösung gehen.

Durchführung

Geräte: Verbrennungslöffel, Bunsenbrenner, Standzylinder mit Deckglas oder großer Erlenmeyerkolben mit Stopfen,
Chemikalien: Calcium, Magnesium, Lithium, Sauerstoff, Universalindikator-Lösung.

Gib in den Standzylinder oder den großen Erlenmeyerkolben etwas Wasser und versetze mit Universalindikator-Lösung. Fülle das Gefäß mit Sauerstoff und verschließe es. Gib auf einen Verbrennungslöffel eine kleine Menge Magnesium und erhitze über der Bunsenbrennerflamme, bis es zu brennen beginnt (**Vorsicht:** die Flamme ist extrem hell). Halte den Verbrennungslöffel dann in das Gefäß (nicht in das Wasser eintauchen) und verschließe weitestmöglich.

Wiederhole den Versuch mit Calcium in gleicher Weise.

Im Fall von Lithium schneide das Lithium in kleine Stücke und gib es direkt in das Wasser mit etwas Universalindikator. Zum Vergleich gib auch etwas Calcium und Magnesium direkt in Wasser. *Hinweis:* Das Gas, das bei der direkten Reaktion der Metalle mit Wasser entsteht, kann mit einer pneumatischen Wanne aufgefangen werden.

Beobachtungen und Erklärungen

4. Saure und basische Salze

Hintergrund

Nicht nur Säuren und Hydroxide selbst führen zu sauren bzw. alkalischen wässrigen Lösungen. Auch die Salze der Säuren, d.h. die Verbindungen aus den anionischen Säureresten und Metall-Kationen, können den pH-Wert von wässrigen Lösungen beeinflussen. Verantwortlich dafür sind die Säurerestionen, die ggf. in der Lage sind, H^+ -Ionen aufzunehmen oder abzugeben. Für das Beispiel des Hydrogencarbonat-Ions ergibt sich:

Natriumhydrogencarbonat als Salz: $Na(HCO_3)$, bestehend aus Na^+ und HCO_3^-
Reaktionen mit Wasser: $HCO_3^- + H_2O \rightarrow H_3O^+ + CO_3^{2-}$ (Abgabe von H^+)
 $HCO_3^- + H_2O \rightarrow H_2CO_3 + OH^-$ (Aufnahme von H^+)

Das Hydrogencarbonat-Anion hat also die Möglichkeit, als Säure zu reagieren und H^+ -Ionen abzugeben; genauso kann es als Base reagieren und H^+ -Ionen aufnehmen und damit zur Bildung von OH^- -Ionen führen. Beim Hydrogencarbonat überwiegt die basische Eigenschaft.

Durchführung

Geräte: Reagenzgläser, pH-Meter, Universalindikator als Lösung oder als Teststäbchen.
Chemikalien: Natriumhydrogencarbonat, Natriumcarbonat;
Kaliumdihydrogenphosphat, Dikaliumhydrogenphosphat, Kaliumphosphat;
Natriumhydrogensulfit, Natriumsulfit;
Natriumhydrogensulfat, Natriumsulfat;
Natriumnitrat.

Löse jeweils eine Spatelspitze des Salzes in einem Reagenzglas in Wasser und bestimme den pH-Wert der Lösung mit dem pH-Meter oder Universalindikator. Erkläre anschließend den beobachteten pH-Wert mit Hilfe von Reaktionsgleichungen (Protolysegleichungen).

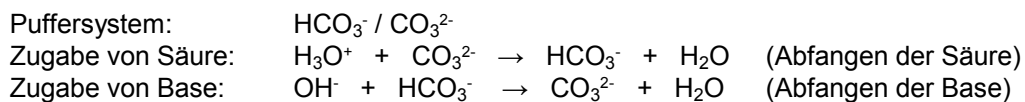
Beobachtungen und Erklärungen

5. Puffer

Hintergrund

Praktisch alle chemische Reaktionen, die in wässrigen Lösung ablaufen, sind vom pH-Wert der Lösung abhängig. Viele, insbesondere in biologischen Systemen, benötigen sogar einen bestimmten und stabilen pH-Wert, um ablaufen zu können. Daher sind Hilfsstoffe von großer Bedeutung, die dem pH-Wert der Lösung stabilisieren. Solche Hilfsstoffe bezeichnet man als Puffer.

Es handelt sich dabei prinzipiell um zwei Substanzen in der Lösung, von denen eine in der Lage ist, H^+ -Ionen aufzunehmen (also als Base zu reagieren), während die andere H^+ -Ionen abgeben, also als Säure reagieren kann. Fügt man einer solchen „gepufferten“ Lösung nun H^+ - oder OH^- -Ionen zu, so verändert sich der pH-Wert (praktisch) nicht, weil die zugegebenen H^+ - bzw. OH^- -Ionen von den Substanzen abgefangen werden. Im Falle eines Hydrogencarbonat/Carbonat-Puffersystems geschieht also folgendes:



Erst wenn so viel Säure bzw. Base zugegeben wird, dass die Menge an Puffersubstanzen (also die Pufferkapazität) zum Abfangen nicht mehr ausreicht, verändert sich der pH-Wert.

Durchführung

Geräte: Erlenmeyerkolben, pH-Meter, Universalindikator als Lösung und als Teststäbchen.
Chemikalien: halbkonz. Salzsäure, halbkonz. Natronlauge,
Natriumhydrogencarbonat / Natriumcarbonat (Puffersystem 1),
Kaliumdihydrogenphosphat / Dikaliumhydrogenphosphat (Puffersystem 2),
Natriumhydrogensulfit / Natriumsulfit (Puffersystem 3).

Wiege jeweils 0,5 g der beiden Pufferkomponenten ab und löse sie gemeinsam in 200 ml Wasser; verwende als Vergleich eine Probe von 200 ml reinem Wasser. Gib Universalindikator zu und miss den pH-Wert der Pufferlösung und der Vergleichsprobe. Trenne anschließend die Pufferlösung und die Vergleichsprobe in je zwei Portionen von je 100 ml.

Gib in ein Probenpaar von Puffer und Vergleichslösung tropfenweise halbkonz. Salzsäure zu und beobachte die Veränderungen im pH-Wert für beide Lösungen. Gib in das andere Probenpaar tropfenweise halbkonz. Natronlauge zu.

Verfahre in gleicher Weise mit allen drei Puffersystemen.

Beobachtungen und Erklärungen

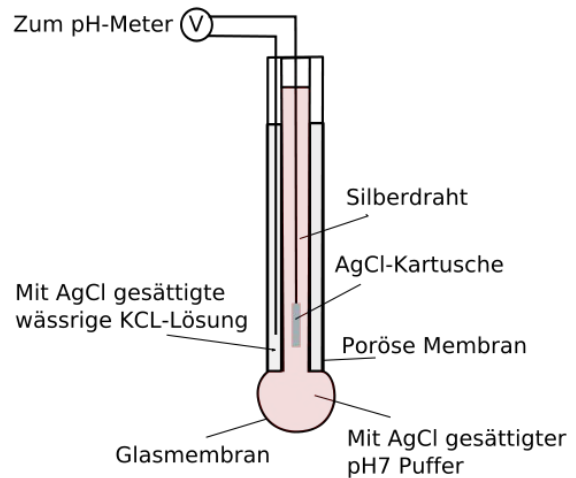
6. pH-Wert-Messung mit der Glaselektrode

Hintergrund

Der pH-Wert einer Lösung gibt ihre Konzentration an H^+ - bzw. H_3O^+ -Ionen an: $pH = -\lg c(H_3O^+)$. Zur Messung des pH-Werts ist es also erforderlich, die H_3O^+ -Konzentration zu bestimmen. Instrumentell geschieht dies elektrochemisch mit Hilfe einer Glaselektrode.

Der entscheidende und empfindlichste Bestandteil einer Glaselektrode ist ihr Kopf, der aus einer dünnen Glasmembran besteht. Diese Membran erlaubt es den H_3O^+ -Ionen, ein Stück weit in sie einzudringen, aber nicht hindurchzudringen. Wenn die Lösung, in die die Glaselektrode eingetaucht wird, viele H_3O^+ -Ionen enthält, so reichert sich auch die Membran mit H_3O^+ -Ionen an und wird dadurch elektrisch positiv aufgeladen.

Die Lösung im Innern der Glasmembran ist mit Silberchlorid ($AgCl$) gesättigt, so dass die Chlorid-Anionen von der positiven Membran angezogen werden. Dadurch entsteht am Silberdraht weiter oben in der Elektrode ein Überschuss an Ag^+ -Ionen, und die Elektrode „spürt“ eine positive elektrische Ladung. Dieses elektrische Potential führt zu einer geringen Spannung, die mit dem pH-Meter gemessen und in den pH-Wert umgerechnet werden kann.



Durchführung

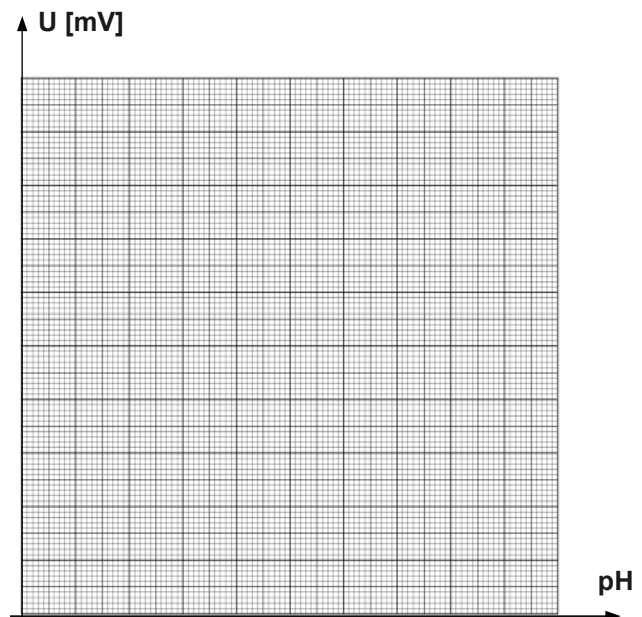
Geräte: Reagenzgläser, Becherglas, pH-Meter.

Chemikalien: Pufferlösungen für pH 4, pH 7 und pH 10; Universalindikator-Lösung, dest. Wasser zum Abspülen.

Fülle die Reagenzgläser so weit mit Pufferlösung, dass der Kopf der Glaselektrode gut eintauchen kann. Färbe die Pufferlösungen mit 2-3 Tropfen Universalindikatorlösung an. Spüle die Glaselektrode ab und stelle sie in die erste Pufferlösung. Lies am pH-Meter sowohl den pH-Wert als auch die gemessene Spannung (in mV) ab. Warte dazu einige Zeit, bis sich die angezeigten Werte stabilisiert haben.

Führe die Messungen auch für die beiden anderen Pufferlösungen durch. Trage in dem Diagramm unten den pH-Wert (x-Achse) gegen die gemessene Spannung (y-Achse) auf.

Beobachtungen und Erklärungen



7. pH-Farbindikatoren

Hintergrund

Zur schnellen und einfachen Bestimmung des pH-Werts werden oft sog. Indikatoren verwendet. Dabei handelt es sich um wasserlösliche Farbstoffe, die ihre Farbe bei einem bestimmten pH-Wert ändern. Man sagt, die Indikatoren schlagen bei einem bestimmten pH-Wert um und spricht vom „Umschlagspunkt“ des Indikators.

Der Grund für den Farbumschlag ist, dass der Indikatorfarbstoff selbst eine schwache Säure H-Ind ist und daher H⁺-Ionen abspalten kann. Er bildet dann sein Restion Ind⁻. Dies gelingt dem Farbstoff aber nur so lange, wie die umgebende Lösung nicht bereits zu viele H⁺- bzw. H₃O⁺-Ionen enthält, also ihr pH-Wert nicht zu niedrig ist. Bei niedrigeren pH-Werten protolysiert der Indikator nicht mehr, sondern sein Restion Ind⁻ wird protoniert.

Protolyse der Indikatorsäure: $\text{H-Ind} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ind}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (pH > Umschlagspunkt)
Protonierung des Restions: $\text{Ind}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{H-Ind} + \text{H}_2\text{O}$ (pH < Umschlagspunkt)

Bei einem pH-Wert oberhalb seines Umschlagspunkts liegt der Indikator also als Restion Ind⁻ vor, während er unterhalb seines Umschlagspunkts die Säureform H-Ind annimmt. Dabei hat die Säure H-Ind eine andere Farbe als das Säurerestion Ind⁻.

Durchführung

Geräte: Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Pipetten, Universalindikator als Lösung.
Chemikalien: halbkonz. Salzsäure, halbkonz. Natronlauge,
Indikatorfarbstoffe (jeweils als Lösung): Bromthymolblau, Methylorange, Methylrot,
Phenolphthalein, Neutralrot.

Gib in 6 Reagenzgläser die gleiche Menge Wasser (ca. 5 ml) und in jedes Reagenzglas einige Tropfen eines Indikatorfarbstoffs. In das letzte Reagenzglas gib einige Tropfen Universalindikator. Notiere die Farben in den Reagenzgläsern. Gib dann in jedes Reagenzglas einen Tropfen halbkonz. Natronlauge und schüttele. Beobachte, ob sich in einem Reagenzglas die Farbe geändert hat und bestimme ggf. den pH-Wert des Umschlagspunkts anhand der Farbe des Universalindikators im 6. Reagenzglas. Füge in die Reagenzgläser weiter Lauge zu, achte aber darauf, dass in allen Gläsern die exakt gleiche Laugenmenge zugesetzt wird. Ermittle auf diese Weise die Umschlagspunkte (soweit vorhanden) aller Indikatorfarbstoffe im alkalischen Bereich.

Wiederhole das gesamte Verfahren mit halbkonz. Salzsäure anstelle der halbkonz. Natronlauge, um die Umschlagspunkte im sauren Bereich zu bestimmen. Vergleiche Deine Ergebnisse mit den Literaturangaben zu den Umschlagspunkten.

Beobachtungen und Erklärungen

8. Zitronensäure aus Zitronen

Hintergrund

Säuren kommen in den meisten Früchten vor und sorgen – wie der Name schon sagt – für deren sauren Geschmack. Bei den Fruchtsäuren handelt es sich nicht um die anorganischen Säuren, die Du bisher aus dem Chemielabor kennst (z.B. Salzsäure, Schwefelsäure, Salpetersäure), sondern um organische Säuren, sog. Carbonsäuren. Diese Säuren haben oft Trivialnamen, die ihr Vorkommen verraten: Essigsäure, Buttersäure, Milchsäure, Traubensäure, Äpfelsäure, Weinsäure, Zitronensäure u.a.

Um die Zitronensäure aus dem Saft von Zitronen zu gewinnen, nutzt Du in diesem Versuch aus, dass die Zitronensäure mit Calcium-Ionen ein Salz bildet, das Calciumcitrat, das relativ schlecht in Wasser löslich ist (0,85 g pro Liter bei 18°C). Mit Calciumhydroxid findet beispielsweise folgende Reaktion statt:



Das schwerlösliche Calciumcitrat, $\text{Ca}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)_2$, kristallisiert dabei als weißes Pulver aus.

Durchführung

Geräte: Zitronenpresse, Bechergläser, Filterpapier, Glastrichter, Kristallisierschale, Bunsenbrenner, Dreifuß, Saugflasche, Büchnertrichter, Wasserstrahlpumpe, pH-Papier bzw. Indikatorstäbchen

Chemikalien: Calciumchlorid-Lösung ($c = 1 \text{ mol/l}$), Ammoniak-Lösung.

Presse zwei Zitronen aus und filtriere den Saft in ein Becherglas, so dass er frei von Fruchtfleisch ist. Stelle den pH-Wert des Safts neutral ein, indem Du Ammoniak-Lösung vorsichtig zutropfst und den pH-Wert mit pH-Indikatorstäbchen oder pH-Papier kontrollierst.

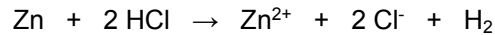
Gib zum Zitronensaft 70 ml der Calciumchlorid-Lösung und erhitze die Mischung zum Sieden. Nach dem Abkühlen sollte ein weißer Niederschlag sichtbar sein, den Du entweder abfiltrieren oder mit Büchnertrichter, Saugflasche und Wasserstrahlpumpe absaugen kannst. Das gewonnene Calciumcitrat kannst anschließend in eine Kristallisierschale geben und im Trockenschrank trocknen.

Beobachtungen und Erklärungen

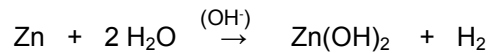
9. Aus Kupfer wird „Silber“ und „Gold“

Hintergrund

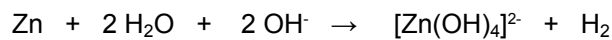
Säuren können unedle Metalle unter Bildung von Salzen und Wasserstoff auflösen, wie z.B. die Reaktion von Zink mit Salzsäure zu Zinkchlorid und Wasserstoff zeigt:



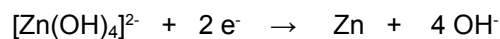
Auch starke Laugen können mit unedlen Metallen reagieren, aber dabei entstehen meist die wasserunlöslichen Hydroxide:



Arbeitet man jedoch mit genügend hoch konzentrierten Laugen, entsteht im Falle des Zinks das sog. Tetrahydroxozinkat-Anion, eine wasserlösliche, zweifach negativ geladene Komplexverbindung aus vier Hydroxid-Anionen und einem Zink-Kation:



Auf diese Weise lässt sich also Zink in konzentrierter Natronlauge auflösen. Gibt man eine Kupfermünze in diese Lösung, scheidet sich an der Kupferoberfläche eine dünne Schicht aus metallischem Zink ab. Sie entsteht durch die Reduktion (Elektronenaufnahme) des gelösten Zinks:



Die Elektronen stammen vom Kupfer, das unter diesen stark alkalischen Bedingungen zu Cu^{2+} oxidiert wird. Die Münze erscheint durch die Zinkschicht „versilbert“, eigentlich ist sie aber verzinkt.

Erhitzt man die verzinkte Münze vorsichtig in der Brennerflamme, schmilzt die oberflächliche Zinkschicht und verbindet sich mit dem darunter liegenden Kupfer zu Messing, einer goldschimmernden Legierung aus Kupfer und Zink. Daher erscheint die Münze nun „vergoldet“.

Durchführung

Geräte: Becherglas, Dreifuß, Pinzette, Tiegelzange, Bunsenbrenner, Kupfermünzen

Chemikalien: Natriumhydroxid, Zinkpulver.

Löse einige Plättchen Natriumhydroxid in ca. 50 ml Wasser, gib eine Spatelspitze Zinkpulver hinzu und erhitze die Mischung, bis sich das Zink in einer klaren Lösung aufgelöst hat. Gib in der Hitze eine Kupfermünze hinzu, erwärme weiter und warte einige Zeit, bis ihre Oberfläche versilbert erscheint. Nimm die Münze vorsichtig aus der Lauge heraus und spüle sie unter Wasser ab.

Wenn Du die „versilberte“ Münze „vergolden“ willst, halte sie in die entleuchtete, aber nicht rauschende Brennerflamme und erwärme sie vorsichtig, bis die Oberfläche goldfarben erscheint. Nimm die Münze dann aus der Flamme und lass sie langsam abkühlen (nicht unter Wasser halten; dabei wird sie meist fleckig).

Beobachtungen und Erklärungen