

2 Praktikumstag

Elemente der VI. Hauptgruppe

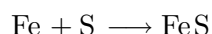
Schwefel

2.1 Sulfide und Schwefelwasserstoff

In einer Porzellanschale wird eine Mischung von Schwefel und Eisenpulver im Gewichtsverhältnis von 2 : 3 auf einem Drahtnetz über dem Bunsenbrenner langsam erhitzt. Wenn die Reaktion einsetzt, kann die Flamme entfernt werden, da das Gemisch unter starker Wärmeentwicklung weiter reagiert. Aus den Elementen ist die Verbindung Eisensulfid entstanden.

Beobachtung Nach kurzem Erhitzen läuft die Reaktion von alleine weiter. Es entsteht eine zähe graue Flüssigkeit, welche nach einiger Zeit zu einem grauen Feststoff erstarrt.

Gleichung



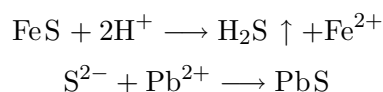
Fazit Die erwartete Reaktion trat ein. Das Gewichtsverhältnis von 3:2 Eisen zu Schwefel konnte nicht besonders exakt hergestellt werden, da die Waage für kleine Mengen sehr ungenau war.

2.2 Sulfide und Schwefelwasserstoff

Man versetzt eine Spatelspitze Eisensulfid aus Versuch 4.8 mit 2 ml verd. Salzsäure. Über das sich entwickelnde Gas hält man ein angefeuchtetes Bleiacetat-Papier.

Beobachtung Nach Zugabe von verd. Salzsäure steigen an dem Eisensulfid langsam Blasen auf. Es entwickelt sich ein Gas. Das Bleiacetat-Papier färbt sich dunkelgrau bis schwarz.

Gleichung



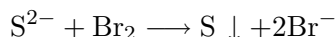
Fazit Die erwartete Reaktion trat ein. Über das Bleiacetat-Papier konnte der Schwefelwasserstoff nachgewiesen werden.

2.3 Sulfide und Schwefelwasserstoff

Im Abzug werden 2 ml Ammoniumsulfid-Lösung mit Salzsäure angesäuert, verdünnt und tropfenweise mit einer Lösung von Brom in Eisessig versetzt.

Beobachtung Es entsteht ein Nebel. Das farblose Gemisch verändert sich nicht.

Gleichung



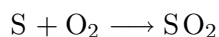
Fazit Prinzipiell hätte sich Schwefel abscheiden sollen, was leider nicht beobachtet werden konnte.

2.4 Schweflige Säure und Sulfite

Man entzündet in einer Porzellanschale ein Stückchen Schwefel, der mit charakteristischer Flammenfärbung verbrennt. Es bildet sich Schwefeldioxid als farbloses Gas mit stechendem Geruch.

Beobachtung Der Schwefel verbrennt ohne daß man die Farbe der Flamme erkennen kann. Aus dem gelben Schwefel wird während der Verbrennung eine rote Flüssigkeit.

Gleichung



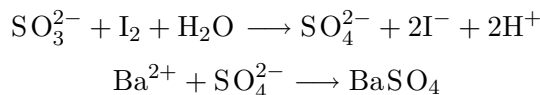
Fazit Die typische blaue Flamme, welche entsteht wenn Schwefel mit Sauerstoff der Luft zu Schwefeldioxid (SO_2) verbrennt, konnte nicht erkannt werden. Allerdings sah man sehr schön, wie aus dem α -Schwefel μ -Schwefel wurde.

2.5 Schweflige Säure und Sulfite

Zu 2 ml einer Lösung von schwefliger Säure gibt man tropfenweise eine Lösung aus Iod / Kaliumiodid. Der Geruch nach Schwefeldioxid verschwindet, sobald die Lösung Iod im Überschuss enthält. Die gebildeten Sulfat-Ionen werden bei Zugabe von Bariumchlorid-Lösung als schwerlösliches Bariumsulfat gefällt.

Beobachtung Die farblose schweflige Säure nimmt nach Zugabe von Iod in Kaliumiodid eine bräunliche Färbung an. Nach Zugabe der Bariumchlorid entsteht eine milchig-gelbliche Färbung.

Gleichung



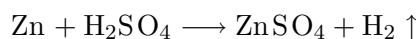
Fazit Die Reaktion lief wie erwartet. Da unter dem Abzug gearbeitet wurde, konnte man nicht feststellen, ob der Geruch nach Schwefeldioxid verschwindet.

2.6 Schwefelsäure und Sulfate

In einem Reagenzglas übergießt man zwei Zink-Granalien mit 2 ml verd. Schwefelsäure, der einige Tropfen konz. Schwefelsäure zugesetzt wurden. Das Zink löst sich unter Oxidation zu Zn^{2+} -Ionen auf und Wasserstoff entweicht.

Beobachtung Unter kleiner Blasenbildung löst sich das Zink auf. Es entsteht ein Gas.

Gleichung



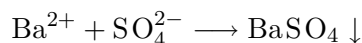
Fazit Die Reaktion lief wie erwartet ab. Der entstandene Wasserstoff wurde nicht nachgewiesen.

2.7 Schwefelsäure und Sulfate

4 ml verd. Schwefelsäure werden mit einigen Tropfen Bariumchlorid-Lösung versetzt. Der entstehenden Niederschlag ist in konzentrierten Säuren unlöslich.

Beobachtung In der farblosen verd. Schwefelsäure fällt nach Zugabe der Bariumchlorid-Lösung ein weißer Niederschlag aus.

Gleichung



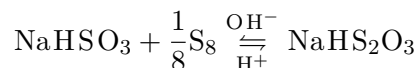
Fazit Der Niederschlag von Bariumsulfat wurde erkannt.

2.8 Natriumthiosulfat

2 ml Natriumhydrogensulfit werden mit einer Spatelspitze Schwefel 5 Minuten lang gekocht. Man filtriert den Schwefel ab. Im Filtrat vorhandene Thiosulfat-Ionen werden durch Ansäuern mit verd. Salzsäure nachgewiesen. Dabei zerfällt in Umkehrung der Darstellungsreaktion das Thiosulfat wieder in Sulfit und Schwefel.

Beobachtung Nach dem Kochen wurde die getrübbte Flüssigkeit abfiltriert. Es entstand ein farbloses Filtrat, welches nach ansäuern mit verd. Salzsäure etwas gelblich, später milchig-gelb wurde.

Gleichung



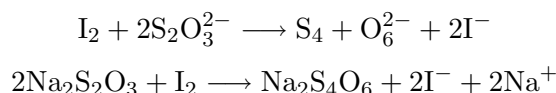
Fazit Die Reaktion lief wie erwartet ab. Die in dem Filtrat vorhandenen Thiosulfat-Ionen konnten durch Ansäuern der Lösung nachgewiesen werden.

2.9 Natriumthiosulfat

Zu 2 ml einer Iod / Kaliumiodid-Lösung gibt man tropfenweise Natriumthiosulfat-Lösung, bis die typische Färbung des Iods verschwindet. Aus je zwei Molekülen Thiosulfat entsteht als Produkt der Umsetzung das Tetrathionat-Anion.

Beobachtung Nach Zugabe von 5 Tropfen Natriumthiosulfat-Lösung verschwindet die bräunliche Färbung der Lösung und sie wird farblos.

Gleichung



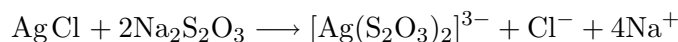
Fazit Die Reaktion verlief wie erwartet.

2.10 Natriumthiosulfat

Aus 1 ml Kochsalz-Lösung und wenigen Tropfen Silbernitrat stellt man sich einen Niederschlag von Silberchlorid her. Bei tropfenweiser Zugabe von Thiosulfat-Lösung löst sich der Niederschlag unter Komplexbildung auf.

Beobachtung Durch Zugabe von Silbernitrat zu der Kochsalz-Lösung bildet sich ein weißer Niederschlag, welcher nach wenigen Tropfen Thiosulfat-Lösung wieder verschwindet.

Gleichung



Fazit Die Reaktion verlief wie erwartet.

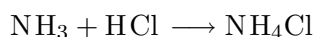
Elemente der V. Hauptgruppe

Stickstoff

2.11 Ammoniak und seine Salze

Man halte einen mit konz. Salzsäure befeuchteten Glasstab über die Öffnung eines Reagenzglases, das etwa 2 ml verd. Ammoniak enthält. Es findet eine Neutralisationsreaktion statt, bei der Ammoniumchlorid entsteht.

Beobachtung An dem Glasstab mit Salzsäure tritt ein weißer Nebel auf, welcher nach unten sinkt.

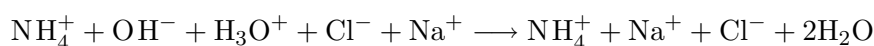
Gleichung

Fazit Die Neutralisationsreaktion konnte gut beobachtet werden. Der farblose Nebel ist Ammoniumchlorid.

2.12 Ammoniak und seine Salze

In einem kleinen Erlenmeyerkolben wird etwa 10 ml verd. Ammoniak vorgelegt und mit 4 Tropfen Mischindikator versetzt. Gibt man nun tropfenweise unter Schütteln verd. Salzsäure hinzu, so schlägt nach etwa 20 ml die Farbe der Lösung um. Gleichzeitig verschwindet der Geruch nach Ammoniak.

Beobachtung Die Farbe des mit dem Mischindikator versetzten Ammoniaks verändert sich nach Zugabe von Salzsäure von violett nach grün, nach längerer Zeit entsteht eine rosa Färbung.

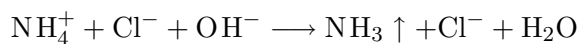
Gleichung

Fazit Der Farbumschlag konnte gezeigt werden. Zur Neutralisation wurde soviel Salzsäure verbraucht, wie der Gesamtmenge an eingesetzten Ammoniak entspricht.

2.13 Ammoniak und seine Salze

Versetzt man in einem Reagenzglas eine Spatelspitze Ammoniumchlorid mit 2 ml verd. Natronlauge, so entweicht beim Erwärmen Ammoniak. Das Ammoniakgas wird durch ein angefeuchtetes, rotes Lackmuspapier nachgewiesen, welches über das Reagenzglas gehalten wird

Beobachtung Das rote Lackmus-Papier färbt sich über dem schnell siedenden Gemisch blau.

Gleichung

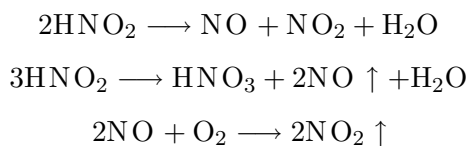
Fazit Das entweichende Ammoniakgas wurde durch das Lackmus-Papier nachgewiesen.

2.14 Salpetrige Säure und ihre Salze

2 ml einer Natriumnitrit-Lösung werden mit verd. Schwefelsäure angesäuert. Dabei entweichen Dämpfe von farblosem Stickstoffmonoxid und braunem Stickstoffdioxid („nitrose Gase“ giftig).

Beobachtung Es entweicht ein bräunlicher Dampf. Die Flüssigkeit bleibt farblos.

Gleichung



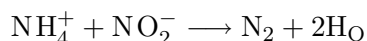
Fazit Das farblose Stickstoffmonoxid konnte nicht erkannt werden, das braune Stickstoffdioxid hingegen schon.

2.15 Salpetrige Säure und ihre Salze

2 ml Natriumnitrit-Lösung und 2 ml Ammoniumchlorid-Lösung werden gemischt und erhitzt. Es entwickelt sich Stickstoffgas, das einen glimmenden Holzstab verlöscht.

Beobachtung Nach der Erhitzung steigt ein Gas steigt auf, welches den Klimmspan löscht.

Gleichung



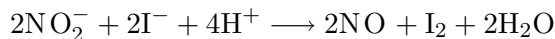
Fazit Der entstehende Stickstoff löscht wie erwartet den Klimmspan.

2.16 Salpetrige Säure und ihre Salze

1 Tropfen Natriumnitrit-Lösung wird mit 2 ml Wasser verdünnt und mit 2 Tropfen Kaliumiodid-Lösung sowie einigen Tropfen Essigsäure versetzt. Die Farbe der Lösung ändert sich durch die Entstehung von elementarem Iod, welches durch Zugabe von Stärke nachgewiesen werden kann. Die salpetrige Säure wird dabei zu Stickstoffmonoxid reduziert.

Beobachtung Nach Zugabe der Essigsäure entsteht ein orangenes Gemisch. Iod wird durch Zugabe von Stärke nachgewiesen, das Gemisch färbt sich dunkelviolett.

Gleichung



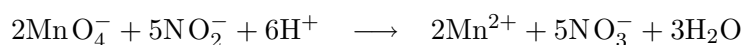
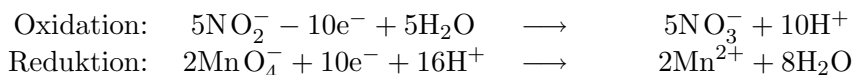
Fazit Die Säure oxidiert die Iodid-Ionen und wird dabei zu Stickstoffmonoxid reduziert.

2.17 Salpetrige Säure und ihre Salze

1 ml Natriumnitrit-Lösung wird mit verd. Schwefelsäure angesäuert und tropfenweise mit verd. Kaliumpermanganat-Lösung versetzt. Diese wird zu Mn^{2+} reduziert, während das Nitrit zum Nitrat oxidiert wird.

Beobachtung Nach der Ansäuerung steigt ein wenig oranger Dampf auf. Nach Zugabe des lila Kaliumpermanganats färbt sich die Lösung erst braun und wird dann farblos.

Gleichung



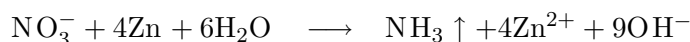
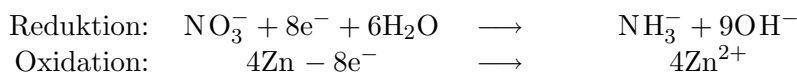
Fazit Der Versuch verlief wie erwartet.

2.18 Salpetersäure und ihre Salze

Eine Spatelspitze Zink-Staub wird mit 6 Tropfen verd. Salpetersäure übergossen und sofort mit 2 ml verd. Natronlauge versetzt. Man hält über die zum Sieden erhitzte Mischung ein angefeuchtetes, rotes Lackmuspapier. Der gebildete Ammoniak ist ebenfalls am Geruch zu erkennen.

Beobachtung Das rote Lackmuspapier färbt sich blau.

Gleichung



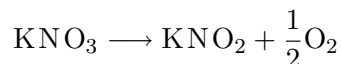
Fazit Der entstandene Ammoniak konnte über das Lackmuspapier nachgewiesen werden.

2.19 Salpetersäure und ihre Salze

Erhitzt man wenig festes Kaliumnitrat in einem trockenen Reagenzglas, so schmilzt es zunächst und gibt dann ein Gas ab, das mit Hilfe eines glimmenden Holzspanes als Sauerstoff identifiziert werden kann. Als Rückstand verbleibt Kaliumnitrit.

Beobachtung Es entsteht eine farblose Flüssigkeit sowie ein Gas, welches die Verbrennung unterhält. Der Glimmspan flammt auf.

Gleichung



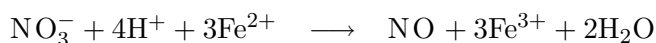
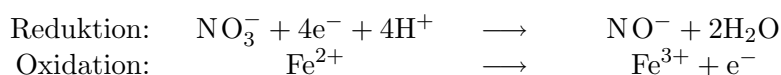
Fazit Der Versuch zeigt das erwartete Ergebnis.

2.20 Ringprobe

In 2 ml Wasser wird eine Spatelspitze Eisen(II)sulfat gegeben und gerührt. Dazu gibt man weitere 2 ml Wasser, das mit einem Tropfen verd. Salpetersäure angesäuert wird. Bei schräg gehaltenem Reagenzglas „unterschichtet“ man die Mischung vorsichtig mit 1 ml konz. Schwefelsäure als wasserentziehendem Reagenz. An der Grenzfläche beider Schichten erscheint eine gefärbte Zone von Nitrosyl- Eisen(II)-Kationen.

Beobachtung An den Grenzflächen bildet sich eine bräunlich gefärbte Zone.

Gleichung



Das entstandene NO addiert sich an im Überschuß vorhandene Fe^{2+} -Ionen unter Bildung komplexer Nitrosyl-eisen(II)-Kationen.



Fazit Der Versuch zeigt das erwartete Ergebnis.

2.21

2 ml Wasser werden mit 1 Tropfen Natriumnitrit-Lösung versetzt. Man gibt 2 ml Eisen(II)sulfat-Lösung hinzu und säuert mit verd. Essigsäure an. Die Farbänderung der Lösung zeigt die Bildung der Nitrosyl-Eisen(II)-Kationen an.

Beobachtung Nach dem Ansäuern ändert sich die Farbe von leicht gelblich nach grün. Die Lösung wird drüb.

Gleichung



Fazit Der Versuch zeigt das erwartete Ergebnis.