

Schulversuchspraktikum

Name: Christoph Biesemann

Semester: Sommersemester 2012

Klassenstufe 9/10



Nachweisreaktionen

Alkali-, Erdalkalimetalle und Halogene

Auf einen Blick:

Mit Hilfe von Nachweisreaktionen können unbekannte Stoffmischungen auf das Vorhandensein bestimmter Teilchen überprüft werden. In den folgenden Versuchen werden Halogenidionen über die Fällung mit Silbernitrat (V1-2) und Alkali- und Erdalkalimetalle über Ihre charakteristische Flammenfärbung (V3-4) nachgewiesen. Nach der Darstellung von Chlor im Labormaßstab kann dieses Gas über seine charakteristische Farbe und Bleichwirkung (V4) und über seine Fähigkeit Bromidionen und Iodidionen zu oxidieren (V5) charakterisiert werden. Mit V5 lässt sich die abnehmende Oxidationskraft der Halogene in der Reihe $\text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2$ zeigen

Inhalt

1	Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele.....	2
2	Schülerversuche.....	3
2.1	V 1 – Nachweis von Halogenid-Ionen mit Silbernitrat.....	3
2.2	V2 – Semi-quantitative Untersuchung des Chlorid-Gehaltes in Trinkwasser	5
2.3	V 3 – Flammenfärbung der Alkalimetalle	7
2.4	V 4 – Flammenfärbung der Erdalkalimetalle	9
3	Lehrerversuche	11
3.1	V 4 – Bleichwirkung von Chlorgas.....	11
3.2	V 5 – Oxidationsstärke der Halogene	13
4	Arbeitsblatt	14
5	Reflexion des Arbeitsblattes	16
5.1	Erwartungshorizont (Kerncurriculum).....	16
5.2	Erwartungshorizont (Inhaltlich).....	16

1 Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele

Nachweisreaktionen sind insbesondere in der Schulchemie von großer Bedeutung, da sie es den SuS ermöglichen mit Hilfe dieser Reaktionen sowohl qualitativ als auch quantitative die Zusammensetzung einer gegebenen Lösung zu untersuchen. Auf diese Weise können unbekannte Gemische analysiert werden und Reaktionsverläufe sichtbar gemacht werden.

In den Elementfamilien der Alkali- und Erdalkalimetalle eignen sich die Nachweisreaktionen über die Flammenfärbung dazu eine Gemeinsamkeit und auch die Unterschiede zwischen den einzelnen Vertretern dieser Gruppen hervorzuheben. Ähnliches ist auch in der Gruppe der Halogene der Fall. Im Fall der Halogene kann die Betrachtung der Löslichkeitsprodukte und der Reaktivität mit der Stellung im Periodensystem in Beziehung gesetzt werden.

Die Halogene zu behandeln ist von großer Wichtigkeit, da dem Chlor im Rahmen technischer Verfahren, wie z.B. der Wasseraufbereitung und dem Bleichen eine wichtige Rolle zukommt. Auch Brom ist gerade in der organischen Chemie ein wichtiger Reaktionspartner um Grundbausteine für weitere Synthesen zu gewinnen. Iod ist den SuS vor allem als Nachweisreagenz für Stärke oder aber in Form von iodiertem Speisesalz bekannt und komplettiert die Reihe der Halogene. Mit dem reaktiven Fluor wird in der Schule nicht gearbeitet.

2 Schülerversuche

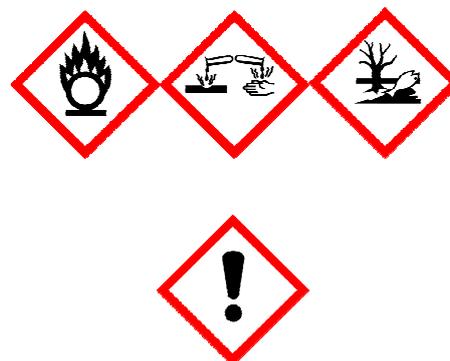
2.1 V 1 – Nachweis von Halogenid-Ionen mit Silbernitrat

Dieser Versuch führt über eine einfache Fällungsreaktion den Nachweis von Halogenid-Ionen in wässrigen Lösungen ein. In der Lösung vorhandene Halogenid-Ionen bilden nach Zugabe von Silbernitratlösung, schwer-lösliche Silberhalogenide. Hierbei lassen sich Silberchlorid, Silberbromid und Silberjodid anhand von unterschiedlich gefärbten Niederschläge unterscheiden.

Materialien: Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Pasteurpipette, Spatel

Chemikalien: Silbernitrat-Lösung (0.1 M), Kaliumchlorid, Kaliumbromid, Kaliumjodid, Wasser

Gefahrenstoffe		
Silbernitrat	H: 272, 314, 410	P: 273, 280, 310+330+331, 305+351+338, 309+310
Kaliumbromid	H: 315, 319, 335	P: 261, 305+351+338



Durchführung: In drei Reagenzgläser entweder eine Spatelspitze Kaliumchlorid, -bromid oder -jodid gegeben. Ein viertes Reagenzglas bleibt leer. Alle vier Reagenzgläser zu zwei Dritteln mit Wasser befüllen und die Salze durch leichtes Schütteln in Lösung bringen. Mit der Pasteurpipette in jedes der Reagenzgläser einige Tropfen der 0.1 M Silbernitratlösung geben. Analog lässt sich der Versuch auch mit den entsprechenden Natriumsalzen durchführen (siehe Abb. 1).

Beobachtung: Nach Zugabe der Silbernitratlösung fallen in den drei Salzlösungen Feststoffe aus. Der Niederschlag im Fall der Kaliumchloridlösung ist weiß. Der Niederschlag im Fall der Kaliumbromid-Lösung ist weißlich-gelb und der Niederschlag in der Kaliumjodid-Lösung ist gelblich. Die Farben der Niederschläge unterscheiden sich dabei allerdings nur undeutlich.

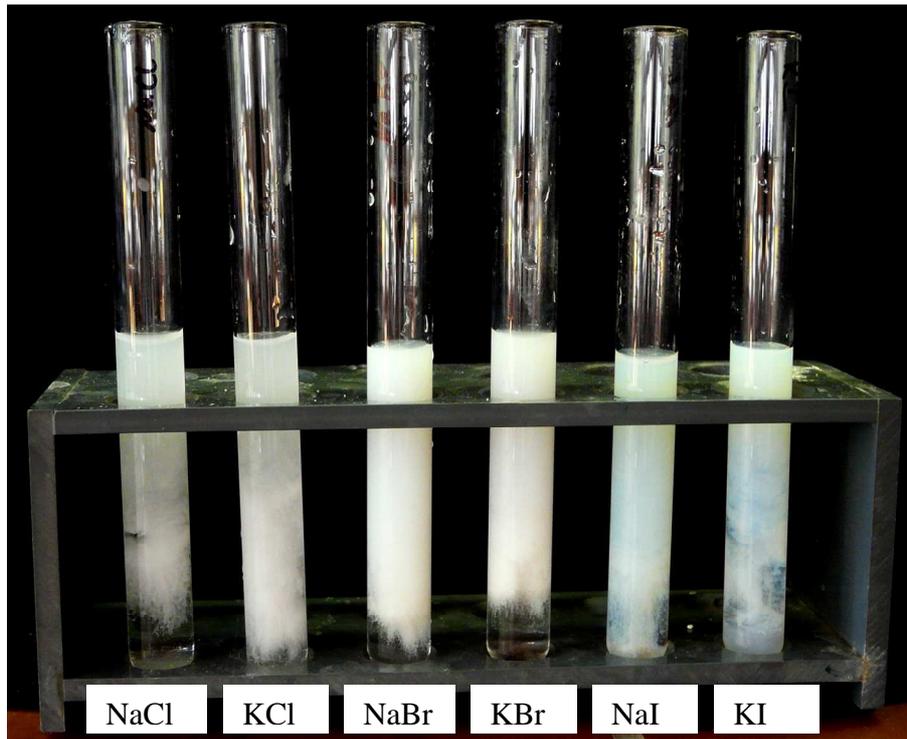


Abb. 1 - Foto der Nachweisreaktion mit Natrium- und Kaliumhalogeniden

Deutung: Nach Zugabe der Silbernitratlösung fallen jeweils die schwer-löslichen Silberhalogenide aus. Silberchlorid ist weiß, Silberbromid gelblich weiß und Silberjodid gelb.

Entsorgung: Silbernitrat-Abfälle im gesonderten Silberabfall, oder aber in den Schwermetallabfall geben.

Literatur: Tausch, M., von Wachtendonk, M. (Hrsg.) (1996) *Chemie – Stoff Formel Umwelt – Sekundarstufe 1*. Bamberg: C.C. Buchners Verlag

Unterrichtsanschlüsse: Der Versuch eignet sich gut, Fällungsreaktionen als eine Art der Nachweisreaktion einzuführen und könnte als Einstieg in eine weitergehende Einheit zur Analyse bilden. So können z.B. im Folgenden unterschiedliche Wasserproben oder andere Alltagsprodukte auf das Vorhandensein von Halogenidionen untersucht werden.

2.2 V2 – Semi-quantitative Untersuchung des Chlorid-Gehaltes in Trinkwasser

Verschiedene, von den SuS mitgebrachte Trinkwasser-/Mineralwasserproben werden durch Zugabe von Silbernitratlösung bezüglich Ihres Chloridgehaltes untersucht.

Materialien: Reagenzgläser, Pasteurpipetten

Chemikalien: Silbernitrat, Trinkwasser/Mineralwasserproben

Gefahrenstoffe		
Silbernitrat	H: 272, 314, 410	P: 273, 280, 310+330+331, 305+351+338, 309+310



Durchführung: Gleiche Volumina der Wasserproben in Reagenzgläser geben und zu jeder Probe die gleiche Menge an Silbernitrat-Lösung zutropfen. Als Referenz können auch Leitungs- und Destilliertes Wasser untersucht werden.

Beobachtung: Bei den unterschiedlichen Wasserproben tritt nach der Zugabe des Silbernitrates fallens jeweils unterschiedliche Mengen eines weißen Feststoffes aus.



Abb. 2 - Chlorid-Ionennachweis mit unterschiedlichen Wasserproben

Deutung: Der weiße Niederschlag ist Silberchlorid. Je mehr Chloridionen die Wasserprobe enthält, desto mehr Silberchlorid fällt nach Zugabe der Silberni-

trat-Lösung aus. Wasser unterschiedlicher Quellen und Hersteller unterscheidet sich zum Teil erheblich im Chloridionen-Gehalt.

Entsorgung: Silbernitrat-Abfälle im gesonderten Silberabfall, oder aber in den Schwermetallabfall geben.

Literatur: Tausch, M., von Wachtendonk, M. (Hrsg.) (1996) *Chemie – Stoff Formel Umwelt – Sekundarstufe 1*. Bamberg: C.C. Buchners Verlag

Unterrichtsanschlüsse Dieser Versuch stellt eine sinnvolle Erweiterung des in V1 eingeführten Versuches dar. Des Weiteren könnte es den Startpunkt für eine detaillierte Analyse der Ionen in Trinkwasser bilden. Im Unterricht ist aus Gründen der Sicherheit, unbedingt darauf zu achten, dass von den SuS mitgebrachte Wasserproben und Flaschen nicht mehr zum Verzehr verwendet werden.

2.3 V 3 – Flammenfärbung der Alkalimetalle

Verschiedene Alkalimetallsalze werden anhand ihrer Flammenfärbung charakterisiert.

Materialien: Magnesiastäbchen (oder Holz-Wattestäbchen), Uhrgläser, Bunsenbrenner

Chemikalien: Lithiumchlorid, Natriumchlorid, Kaliumchlorid, konzentrierte Salzsäure, destilliertes Wasser

Gefahrenstoffe

Lithiumchlorid	H: 302-315-319	P: 302+352-305+351+338
----------------	----------------	------------------------



Durchführung: Einen Spatel der jeweiligen Salze auf ein Uhrglas geben. Magnesiastäbchen in konzentrierte Salzsäure tauchen und danach ausglühen. Das mit Wasser angefeuchtete Magnesiastäbchen in einem der Salze drehen, so dass einige Körner des Salzes am Stäbchen haften bleiben. Das so vorbereitete Magnesiastäbchen in die nicht-leuchtende Brennerflamme bringen.

Beobachtung: Lithiumchlorid brennt mit roter Flamme, Natriumchlorid mit gelber Flamme, Kaliumchlorid mit violetter Flamme.



Abb. 3 - Flammenfärbung der Alkalimetalle (Brennerflamme, LiCl, NaCl, KCl)

Deutung: Die Salze der Alkalimetalle zeigen eine charakteristische Flammenfärbung und können daher anhand dieser identifiziert werden.

Entsorgung: Salze mit Wasser im Abfluss entsorgen und Magnesiastäbchen im Feststoffabfall entsorgen.

Literatur: Tausch, M., von Wachtendonk, M. (Hrsg.) (1996) *Chemie – Stoff Formel Umwelt – Sekundarstufe 1*. Bamberg: C.C. Buchners Verlag S. 106

Unterrichtsanschlüsse: Die Flammenfärbung kann verwendet werden um verschiedene Haushaltsprodukte auf die Anwesenheit von Alkalimetallsalzen hin zu untersuchen.

2.4 V 4 – Flammenfärbung der Erdalkalimetalle

Materialien: Magnesiastäbchen (oder Holz-Wattestäbchen), Uhrgläser, Bunsenbrenner

Chemikalien: Magnesiumchlorid, Calciumchlorid, Strontiumnitrat, Bariumchlorid, destilliertes Wasser

Gefahrenstoffe

Lithiumchlorid	H: 302-315-319	P: 302+352-305+351+338
----------------	----------------	------------------------



Durchführung: Einen Spatel der jeweiligen Salze auf ein Uhrglas geben. Magnesiastäbchen in konzentrierte Salzsäure tauchen und danach ausglühen. Das mit Wasser angefeuchtete Magnesiastäbchen in einem der Salze drehen, so dass einige Körner des Salzes am Stäbchen haften bleiben. Das so vorbereitete Magnesiastäbchen in die nicht-leuchtende Brennerflamme bringen.

Beobachtung: Magnesiumchlorid brennt ohne die Flamme zu färben. Calciumchlorid brennt mit orangener Flamme, Strontium mit roter Flamme und Barium mit grüner Flamme.



Abb. 4 - Flammenfärbung der Erdalkalimetalle (Brennerflamme, MgCl_2 , CaCl_2 , $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2)

Deutung: Die Salze der Erdalkalimetalle zeigen eine charakteristische Flammenfärbung und können daher anhand dieser identifiziert werden.

Entsorgung: Salzreste in Wasser lösen und im Abfluss entsorgen. Magnesiastäbchen in den Feststoffabfall

Literatur: Tausch, M., von Wachtendonk, M. (Hrsg.) (1996) *Chemie – Stoff Formel Umwelt – Sekundarstufe 1*. Bamberg: C.C. Buchners Verlag S. 108

Unterrichtsanschlüsse: Die Flammenfärbung kann verwendet werden um verschiedene Haushaltsprodukte auf die Anwesenheit von Erdalkalimetallsalzen hin zu untersuchen. Außerdem kann an den Beispielen Natrium-Calcium und Lithium-Strontium thematisiert werden, dass die Flammenfärbung keinen eindeutigen Nachweis für die jeweiligen Elemente liefert. Zur genaueren Unterscheidung der ähnlichen Flammenfärbung können die SuS in die Benutzung von Spektrometern eingeführt werden.

3 Lehrerversuche

3.1 V 4 - Bleichwirkung von Chlorgas

Chlor wird im Labormaßstab dargestellt und verwendet um die Bleichwirkung des Chlorgases an farbigen Blüten zu demonstrieren.

- Materialien:** 2-Halskolben, Tropftrichter, mit Druckausgleich, Olive, Gummischlauch, Olive mit Kern, Schlauch, Pasteurpitte, Erlenmeyerkolben, Becherglas, Standzylinder mit Deckel
- Chemikalien:** Wasser, Natriumthiosulfat, Kaliumpermanganat, Salzsäure
- Durchführung:** Ca. 300 mL Natriumthiosulfatlösung herstellen. Ca. 5 g Kaliumpermanganat in den 2-Halskolben geben und unter dem Abzug am Stativ befestigen. Tropftrichter aufsetzen und mit 50 mL konzentrierter Salzsäure befüllen und mit Stopfen schließen. Den Schlauch mit Pasteurpipette an die Kernolive am 2 Halskolben befestigen. Die Salzsäure langsam zum Kaliumpermanganat tropfen lassen und das sich bildende Gas über den Schlauch und die Pasteurpipette in den Standzylinder leiten, bis dieser deutlich mit dem grünen Gas gefüllt ist und dann mit dem Deckel abschließen. Überschüssiges Gas durch die Natriumthiosulfatlösung leiten. Im Anschluss einige Blüten zum Chlor in den Standzylinder geben und beobachten.
- Beobachtung:** Im Verlauf einer Minute entfärben sich die Blüten vollständig.

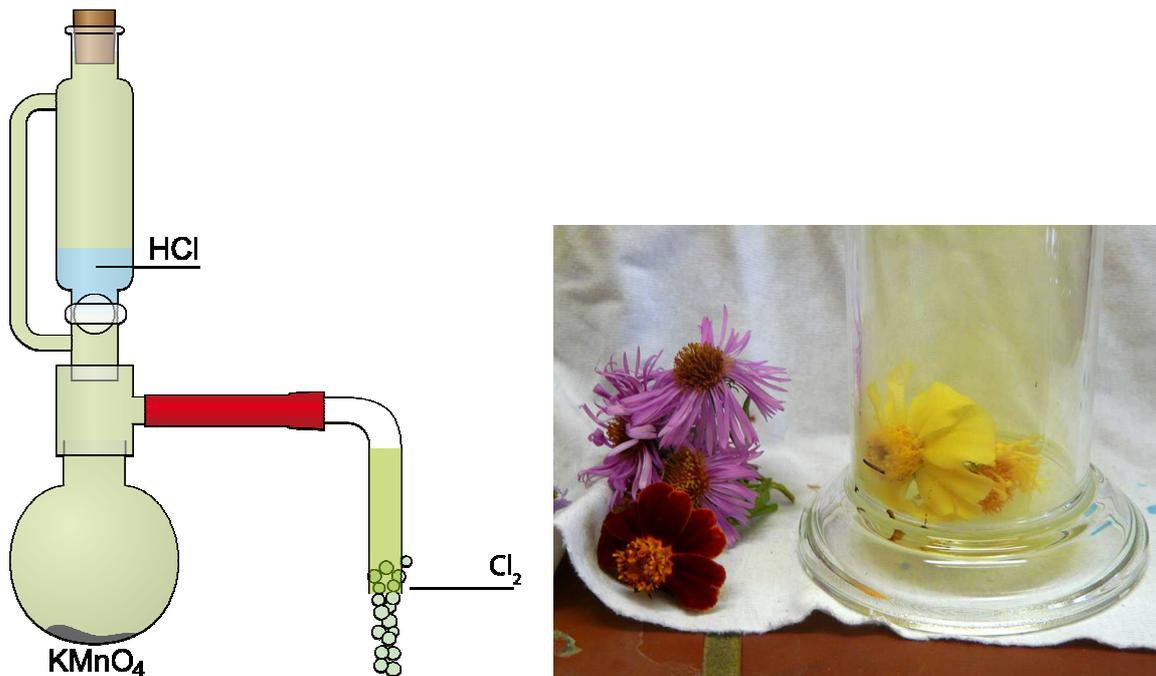


Abb. 5 - Versuchsaufbau der Chlordarstellung und Vergleich der frischen und gebleichten Blüten. (Versuchsaufbau verändert nach <http://lp.uni-goettingen.de/get/image/2717>)

- Deutung:** Chlorgas ist ein starkes Oxidationsmittel. Die Blütenfarbstoffe werden oxidiert und verlieren dadurch ihre Farbigkeit.
- Entsorgung:** Chlorgas mit Thiosulfat-Lösung umsetzen und im Abfluss entsorgen. Wenn möglich alle Geräte vor der weiteren Reinigung für einige Stunden im Abzug stehen lassen, damit Reste von Chlorgas entweichen können.
- Literatur:** Tausch, M., von Wachtendonk, M. (Hrsg.) (1996) *Chemie – Stoff Formel Umwelt – Sekundarstufe 1*. Bamberg: C.C. Buchners Verlag S. 112

Unterrichtsanschlüsse Im Anschluss an diesen Versuch bietet es sich an, auf den Einsatz von Chlor zum bleichen von Papier, zur Wasseraufbereitung etc. einzugehen. Ebenfalls ist es sinnvoll gleichzeitig Chlorwasser herzustellen um damit weitere Versuche durchzuführen (V5).

3.2 V 5 – Oxidationsstärke der Halogene

In der Reihe der Halogene nimmt die Oxidationsstärke mit zunehmender Periodenzahl ab. In diesem Versuch wird gezeigt, dass Chlor in der Lage ist Bromidionen und Iodidionen zu Brom bzw. Iod zu oxidieren. Während Iod als schwächeres Oxidationsmittel nicht in der Lage ist andere Halogenidionen zu oxidieren.

Materialien:	Reagenzgläser mit Stopfen, Reagenzglasständer, Pasteurpipetten
Chemikalien:	Wasser, Kaliumchlorid, Kaliumbromid, Kaliumiodid, Chlorwasser, Iodwasser
Durchführung:	Ca. 2 mL Chlorwasser zu verdünnten Lösungen von Kaliumchlorid, Kaliumbromid und Kaliumiodid geben und diese anschließend mit Cyclohexan überschichten und schütteln. Den Versuch Analog dazu mit Iodwasser wiederholen.
Beobachtung:	Das Cyclohexan vermischt sich nicht mit den Salzlösungen, sodass eine obere Cyclohexanphase zu beobachten ist. Nach Zugabe des Chlorwassers ist bleibt die Cyclohexanphase über der KCl-Lösung farblos, während sich das Cyclohexan im Fall der KBr-Lösung braun gefärbt hat. Die KI-Lösung färbt sich gelb und die darüber liegende Cyclohexanphase ist violett gefärbt. Im Fall des Iodwassers ist über der KCl-Lösung und KBr-Lösung eine violett gefärbte Cyclohexanphase zu sehen. Die Cyclohexanphase über der KI-Lösung ist ebenso violett gefärbt und die KI-Lösung wiederum gelb gefärbt.

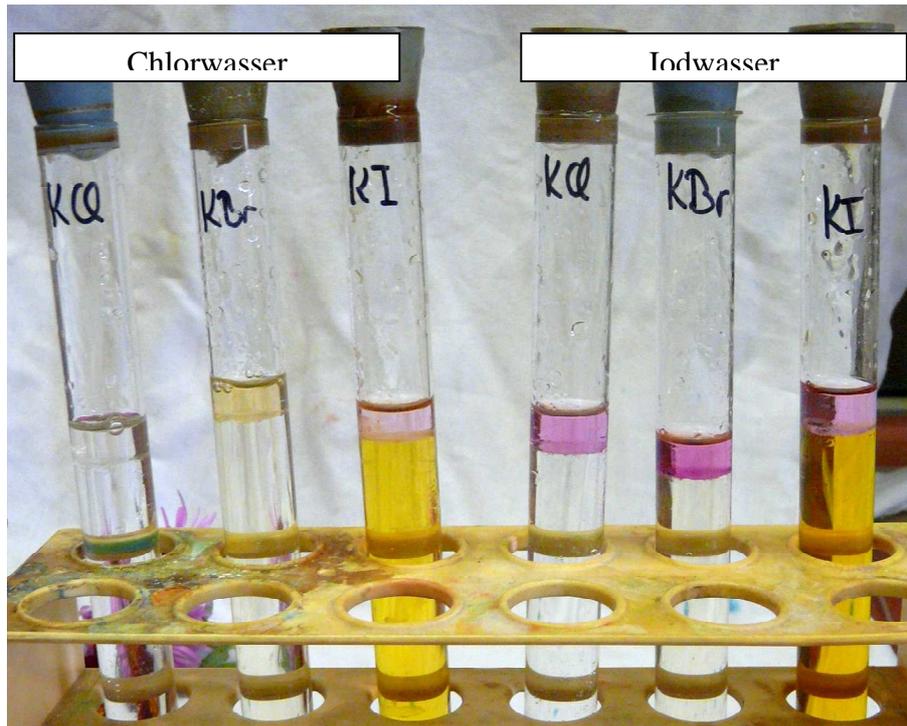


Abb. 6 - Versuchsergebnis

Deutung: Chlor ist ein starkes Oxidationsmittel und oxidiert Bromidionen zu Brom und Jodidionen zu Jod. Jod ist ein weniger starkes Oxidationsmittel als Brom oder Chlor und kann daher weder Chlorid-Ionen noch Bromidionen oxidieren. **Hinweis:** Der Versuch sollte durch die Verwendung von Bromwasser erweitert werden. Dieses sollte lediglich Iodidionen, aber nicht Chloridionen oxidieren können.

Entsorgung: Halogene mit Thiosulfat umsetzen. Cyclohexan-Reste in den Lösungsmittel/Organischen Abfall. Mit Thiosulfat versetzte wässrige Lösungen im Abfluss entsorgen.

Literatur: keine

Unterrichtsanschlüsse Dieser Versuch eignet sich sehr gut um die unterschiedlichen Eigenschaften der Halogene zu thematisieren und mit der jeweiligen Stellung im Periodensystem in Verbindung zu bringen.

Ionen im Trinkwasser

1. Arbeitet in Euren Tischgruppen zusammen und führt den aus der letzten Stunde bekannten Nachweis für Chloridionen mit den von Euch mitgebrachten Trink- und Mineralwasserproben durch. Protokolliert Eure Versuchsdurchführung und beschreibt Eure Beobachtungen. Fasst Eure Ergebnisse in einer Tabelle zusammen.
2. Erstellt anhand der Herstellerangaben auf den Flaschen eurer Tischgruppe eine Liste der im Wasser enthaltenen Ionen und recherchiert im Internet welche Nachweisreaktionen es für diese Ionen gibt.

Versuchsanleitung:

Materialien: Reagenzgläser, Pasteurpipetten

Chemikalien: Silbernitratlösung, Trinkwasser/Mineralwasserproben

Gefahrenstoffe		
Silbernitrat	H: 272, 314, 410	P: 273, 280, 310+330+331, 305+351+338, 309+310



Durchführung: Geben Sie gleiche Volumina der Wasserproben in Reagenzgläser und tropfen zu jeder Probe das gleiche Volumen an Silbernitrat-Lösung zu. Führen Sie auch eine Blindprobe mit destilliertem Wasser und eine positiv Kontrolle mit Natriumchlorid-Lösung durch.

5 Reflexion des Arbeitsblattes

Durch das Arbeitsblatt werden die SuS zum eigenständigen Experimentieren angeregt und stellen eine Beziehung zwischen den Reaktionen im chemischen Labor und Ihrer Alltagswelt her. Der Kontext des Trinkwassers ist für die SuS alltagsrelevant und die hier erworbenen Erkenntnisse können die SuS zur reflektierten Lektüre der Inhaltsangaben auf Lebensmitteln anregen.

Durch die eigenständige Recherche zu weiteren Nachweisreaktionen werden insbesondere interessierte SuS motiviert sich tiefer mit der qualitativen und quantitativen Analyse von Trinkwasser auseinander zu setzen.

5.1 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Erkenntnisgewinnung:

Führen Nachweisreaktionen auf das Vorhandensein von bestimmten Teilchen zurück (Halogenidionen, Flammenfärbung) (Aufgabe 1 und Aufgabe 2)

Führen qualitative Nachweisreaktionen durch (Aufgabe 1)

5.2 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

Aufgabe 1: Die SuS erstellen ein genaues Protokoll der Versuchsdurchführung und stellen die Versuchsergebnisse in einer Tabelle dar, in der die Mineralwasser-Marke, die Beobachtung im Versuch und die Herstellerangabe zum Chloridgehalt aufgeführt sind.

Aufgabe 2: Die SuS nennen Calcium, Magnesium, Natrium, Kalium, Chlorid, Siliziumoxid, Sulfat, Hydrogencarbonat, etc.. und beschreiben entsprechende Nachweisreaktionen im Rahmen ihrer Recherchen.