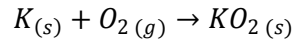
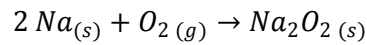
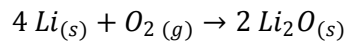


Reaktionsgleichungen



Zeitbedarf

Vorbereitung: 10 min.

Durchführung: 10 min.

Nachbereitung: 5 min.

Chemikalienliste

Edukte

Chemikalien	Summenformel	R-Sätze	S-Sätze	Gefahrensymbole	Schuleinsatz
Lithium	Li _(s)	14/15-34	8-43.7-45	F, C	S1
Natrium	Na _(s)	14/15-34	5-8-43.7-45	F, C	S1
Kalium	K _(s)	14/15-34	5-8-43.7-45	F, C	LV
Wasser (entsalzt)	H ₂ O _(l)	-	-	-	S1

Produkte

Chemikalien	Summenformel	R-Sätze	S-Sätze	Gefahrensymbole	Schuleinsatz
Lithiumoxid	Li ₂ O _(s)	34	26-36/37/39-45	C	S1
Natriumoxid	Na ₂ O _(s)	14-34	8-26-30-36/37/39-45	C	S1
Natriumperoxid	Na ₂ O _{2(s)}	8-35	8-27-39-45	O, C	S1
Kaliumoxid	K ₂ O _(s)	n. v.	n. v.	n. v.	n. v.
Kaliumperoxid	KO _{2(s)}	8	-	O	
Kaliumhyperoxid	KO _{2(s)}	8-14-35	8-17-26-36/37/39-45	O, C	S1

Gefahrensymbole



Materialien und Geräte

3 Abdampfschalen, Pinzette, Messer, Filterpapier, Dreifuß, Bunsenbrenner, Tondreieck

Versuchsaufbau



Abb. 1: Versuchsaufbau

Durchführung



Augenschutz
benutzen



Schutzhandschuhe
benutzen



Schutzkleidung
benutzen

Zuerst wird ein etwa erbsengroßes Stück Lithium abgeschnitten und sorgfältig von Petroleumresten gereinigt. Dann wird das Stück in eine Abdampfschale gegeben und diese auf dem Tondreieck über dem Bunsenbrenner platziert. Nun wird der Bunsenbrenner entzündet und das Stück Lithium wird mit der rauschenden Brennerflamme bis auf seine Zündtemperatur erhitzt. Sobald es zu brennen beginnt, wird der Bunsenbrenner abgeschaltet.

Auf die gleiche Weise werden gleichgroße Stücke Natrium und Kalium behandelt.

Nachdem die Verbrennungsprodukte abgekühlt sind, werden sie mit so viel Wasser versetzt, bis sie davon bedeckt sind. Anschließend wird mit einem pH-Papier der pH-Wert bestimmt.

Beobachtungen

Kurz nach Beginn des Erhitzens beginnt das Lithium zu rauchen und zu glühen, zum Teil schmilzt es. Schließlich entzündet es sich und verbrennt mit gleißend heller, gelb-roter Flamme, wobei ein weißer hügeliger Rückstand in der Abdampfschale verbleibt.

Das Natrium färbt sich während des Erhitzens schlagartig weiß. Kurz danach schmilzt es und bildet eine silbrig-glänzende Kugel, welche dann schwarze und bläuliche Farben annimmt. Schließlich beginnt das Natrium stark zu glühen und zu rauchen. Auch bilden sich gelbe Flammen. Das Verbrennungsprodukt ist gelb-weiß.

Das Kalium beginnt beim Erhitzen leicht zu rauchen und schmilzt. Dabei bildet sich eine silberne „Pfütze“, welche dann zu glühen beginnt und sich danach schwarz verfärbt. Beim Erkalten wird das Produkt braun und nimmt schließlich eine gelbe Färbung an.



Abb. 2: Brennendes Lithium

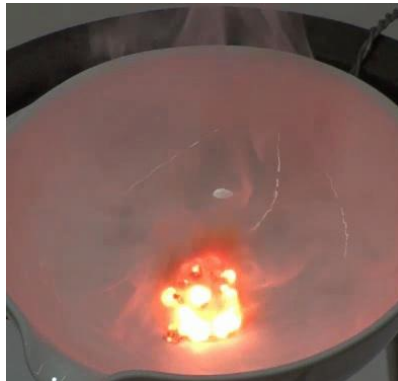


Abb. 3: Brennendes Natrium

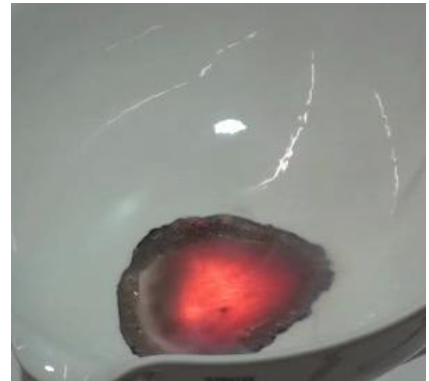


Abb. 4: Glühendes Kalium

Beim Versetzen mit Wasser ist bei den Verbrennungsprodukten von Natrium und Kalium ein Zischen zu hören und eine Gasentwicklung zu beobachten. Lediglich beim Lithium zeigt sich keine auffällige Reaktion. Die Bestimmung des pH-Wertes ergibt für alle Lösungen einen Wert von > 14 .

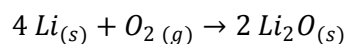
Entsorgung

Die Lösungen können unter fließendem Wasser in den Abfluss gegeben werden. Die Abdampfschalen werden getrocknet und mitsamt den restlichen Verbrennungsprodukten im Feststoffabfall entsorgt.

Fachliche Analyse

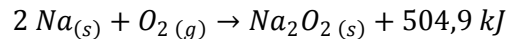
Das Erhitzen der Alkalimetalle führt dazu, dass sie sich entzünden bzw. (bei Kalium) stark glühen. Sie reagieren dabei mit dem in der Luft vorhandenen Sauerstoff. Allgemein lässt sich sagen, dass dabei die Tendenz zur Bildung von sauerstoffreicheren Verbindungen mit der Atommasse ansteigt.

Bei Lithium reicht eine Temperatur von 100 °C aus, um es zu entzünden. Dabei bildet es nur das einfache Oxid, das Lithiumoxid (Li_2O). Dabei wird eine Energiemenge von $599,1\text{ kJ/mol}$ in Form von Licht und Wärme freigesetzt.

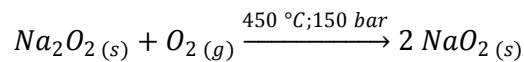
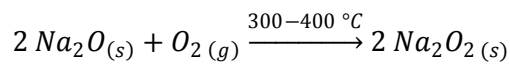
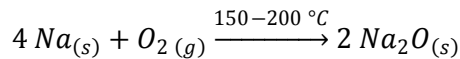


Selbst bei einem Überschuss an Sauerstoff würde hauptsächlich das einfache Lithiumoxid und nur in sehr geringem Maße das Peroxid (Li_2O_2) gebildet.

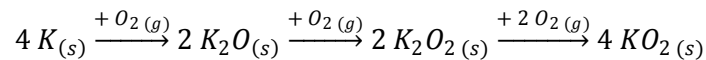
Natrium reagiert in reinem Sauerstoff praktisch nicht. Es kann in einer trockenen, wasserfreien Sauerstoffatmosphäre bei einer Temperatur von $97,82\text{ °C}$ geschmolzen werden, ohne dass es sich dabei entzündet. Allerdings ist die Luft nicht wasserfrei und so entzündet es sich im Experiment. Dabei verbrennt es überwiegend zum weißen Natriumperoxid (Na_2O_2).



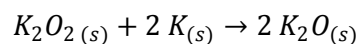
Nur unter kontrollierten Temperaturbedingungen und bei einem stöchiometrischen Einsatz an Sauerstoff ist es möglich, das Natriumoxid (Na_2O) zu erhalten. Anderenfalls bildet sich auch daraus das Peroxid, welches bei erhöhtem Druck und erhöhter Temperatur (150 bar; 450 °C) weiteren Sauerstoff aufnehmen und so zum Hyperoxid weiterreagieren kann.



Bei der Verbrennung von Kalium ist es nicht möglich, das einfache Oxid zu gewinnen, da die Reaktion hier nicht gestoppt werden kann. Das Kaliumoxid (K_2O) reagiert sofort zum Peroxid (K_2O_2) und dann weiter zum Hyperoxid (KO_2). Unter kontrollierten Bedingungen ist es lediglich möglich, das Kaliumperoxid zu gewinnen. Die Reaktionsgleichungen entsprechen dabei jenen des Natriums.



Um das Kaliumoxid zu erhalten wird in der Technik das Peroxid hergestellt und anschließend mit dem entsprechenden Alkalimetall in Kontakt gebracht.



Ebenso wie Kalium reagieren auch die höheren Alkalimetalle Rubidium (Rb) und Cäsium (Cs).

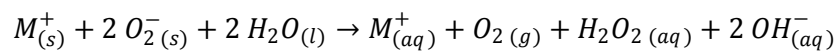
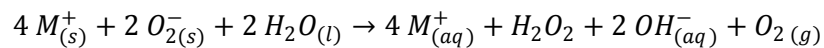
Da das Kalium beim langsamen Erhitzen nur stark glühte, sich aber keine Flammen zeigten, wurde der Versuch noch einmal in der Art durchgeführt, dass zunächst die leere Abdampfschale über dem Bunsenbrenner erhitzt wurde. Dann wurde das Kalium in die nun heiße Abdampfschale gegeben. Sofort nach der Zugabe entzündete sich das Kalium und brannte mit orange-violetter Flamme. Im selben Moment zerbrach aber die Porzellanschale in zwei Teile.



Abb. 5: Moment des Zerbrechens der Porzellanschale beim schlagartigen Erhitzen von Kalium

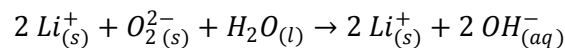
Das restliche Kalium reagierte dann wie beim erstmaligen Erhitzen mit Aufglühen. Der Grund liegt vermutlich darin, dass beim langsamen Erhitzen des Kaliums die Wärme stetig weitergeleitet wurde und sich das gesamte Kalium erwärmte, während dies beim plötzlichen Kontakt mit der sehr heißen Abdampfschale nur auf einer Seite schlagartig geschah. Dabei wurde sehr viel Energie frei, welcher die Abdampfschale nicht mehr standhalten konnte. Sie zerbrach, während das Kalium zum Teil verdampfte und sich dabei entzündete.

Natrium und Kalium reagieren beim Verbrennen, aufgrund der relativ „unkontrollierten“ Bedingungen, überwiegend zum Peroxid und Hyperoxid. Diese Produkte, ebenso wie die elementaren Alkalimetalle, bilden im zweiten Versuchsteil mit Wasser die entsprechenden Alkalihydroxide.



Die zu beobachtende Gasentwicklung ist auf den entstehenden Sauerstoff zurückzuführen, welcher in die Luft entweicht.

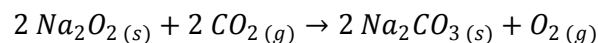
Das Lithiumoxid bildet bei der Reaktion mit dem Wasser ebenfalls sein Hydroxid.



Allerdings entstehen dabei keine anderen Nebenprodukte, weswegen auch keine Gasentwicklung zu sehen ist.

Aufgrund der gebildeten Hydroxide zeigt das pH-Papier stark alkalische Lösungen an. Ihre Werte liegen bei ≥ 11 , da in der relativ kleinen Menge an Wasser eine hohe Konzentration an Hydroxid-Ionen vorhanden ist.

Natriumperoxid besitzt eine stark oxidierende und daher bleichende Wirkung. Daher wird es in der Textil- und Papierindustrie als Bleichmittel eingesetzt. Bis 1939 war es auch Bestandteil in Waschmittel. Aufgrund der Feuergefährlichkeit von Natriumperoxid dürfen solche Waschmittel in Deutschland aber nicht mehr produziert werden. Aufgrund der Fähigkeit, Sauerstoff freisetzen zu können.



wird Natriumperoxid, ebenso wie Kaliumhyperoxid, als Sauerstoffquelle in Atemgeräten für Taucher und Feuerwehrleute sowie in Unterseebooten verwendet. In Raumkapseln hingegen findet das leichtere Lithiumperoxid seinen Einsatz.

Methodisch didaktische Analyse

Einordnung

Nach dem hessischen Lehrplan G8 ist der Versuch in die Stufe 8G.2 im Thema „Ordnung in der Vielfalt, Atombau und Periodensystem“ und in das Unterthema „2.4 Alkalimetalle“ einzuordnen. Dabei sollen chemische Reaktionen durchgeführt und die Ergebnisse der verschiedenen Alkalimetalle verglichen werden. Die Schüler sollten dazu wissen, dass eine Verbrennung eine Reaktion mit Sauerstoff ist und dass dabei Oxide entstehen. Daher ist die Durchführung des Versuchs auch in der Stufe 7G.2 im Thema „2.1 Einführung in die chemische Reaktion“ möglich. Hier werden die Bestandteile der Luft, Reaktionen von Metallen mit der Luft (dem Luftsauerstoff) und die Bildung von Oxiden thematisiert.

Ein gewisser Bezug zum Alltag kann über die Verwendung der Peroxide des Lithiums und des Natriums bzw. des Kaliumhyperoxids als Sauerstofflieferanten in Atemgeräten geknüpft werden. Weiterführend können mit den Produkten auch die Versuche 6 und 7 aus der Versuchsquelle durchgeführt werden, um diese auf ihre Bestandteile zu untersuchen.

Aufwand

Der Versuch ist in fast allen Aspekten wenig aufwendig. Allerdings ist zu beachten, dass die Abdampfschalen für diesen Versuch nur einmal genutzt werden können. Danach ist die Oberfläche so stark geschädigt, dass sie für chemische Reaktionen nicht mehr brauchbar sind und ersetzt werden müssen. Darüber hinaus greifen die Alkalimetallschmelzen die Porzellanschicht der Abdampfschalen so stark an, dass diese für weitere Versuche (bei denen sie erhitzt werden) nahezu unbrauchbar sind. So sind zwei Schalen bei der Vorbereitung auf einen zweiten Versuchsdurchlauf bereits während des Erhitzens zerplatzt.

Durchführung

Die Verbrennung hat gut funktioniert, nur das Kalium hat sich erst beim plötzlichen Erhitzen entzündet, wobei aber leider die Porzellanschale sofort zerplatzt ist. Die Durchführung des Versuchs sollte aus Sicherheitsgründen dem Lehrer überlassen werden. Zudem dürfen die Schüler nicht mit dem verwendeten Kalium arbeiten.

Fazit

Ein anschaulicher Versuch mit interessanten Effekten zur Reaktion zwischen den Alkalimetallen und Sauerstoff bei thermischer Energiezufuhr.

Literaturangaben

Versuchsquelle

Berger, C.; Fickenfrerichs, H.; Peper, R.; Jansen, W.: *Die Entdeckung der Alkalimetalle Natrium und Kalium*. In: Praxis der Naturwissenschaften - Chemie. Band 6, Jahrgang 40. Seite 2-9. Hallbergmoos: Aulis Verlag. 1991.

Sekundärliteratur

[1] Hessisches Kultusministerium: *Lehrplan Chemie Gymnasialer Bildungsgang Jahrgangsstufen 7G bis 12G. 2008*. Zu finden unter URL:

http://www.kultusministerium.hessen.de/irj/HKM_Internet?uid=3b43019a-8cc6-1811-f3ef-ef91921321b2. Letzter Zugriff am 09.04.2010.

[2] Hollemann, A. F., Wiberg, E., Wiberg, N. (2007). *Lehrbuch der Anorganischen Chemie*. Seiten 539, 1260, 1275, 1285f. 102., stark umgearbeitete und verbesserte Auflage. Berlin, New York: de Gruyter.

[3] Mortimer, C. E. (2001). *Chemie – Das Basiswissen der Chemie*. 7., korrigierte Auflage. Stuttgart, New York: Georg Thieme Verlag.

[4] Unfallkasse Hessen, Hessisches Kultusministerium. *Hessisches Gefahrstoffinformationssystem Schule - HessGISS*. Version 13. 2008/2009.