

Erdalkalimetalle

Als Erdalkalimetalle bezeichnet man die Elemente der zweiten Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente. Ihre Bezeichnung leitet sich von den beiden benachbarten Hauptgruppen ab, also den Alkalimetallen und den Erdmetallen. Dies kommt daher, dass ihre Hydroxide starke Basen sind, wie die der Alkalimetalle, aber sich in ihrer geringeren Wasserlöslichkeit mehr dem rechts benachbarten typischen Erdmetall, dem Aluminium, anschließen [1]. Zu den Erdalkalimetallen gehören die Elemente: Beryllium (Be), Magnesium (Mg), Calcium (Ca), Strontium (Sr), Barium (Ba) sowie Radium (Ra), welches jedoch ein radioaktives Zerfallsprodukt des $^{238}_{92}\text{U}$ ist.

Allgemeines:

Beryllium:

Am häufigsten findet sich Beryllium in der Natur u. a. als „Beryll“ $\text{Be}_3\text{Al}_2[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$. Seinen heutigen Namen hat das Beryllium von dem schon im Altertum als Edelstein geschätzten Beryll [1]. „Gefärbte Abarten des Berylls sind die Edelsteine, „Smaragd“... „und „Aquamarin““ [1]. Insgesamt kommt Beryllium selten vor (mit $2,7 \cdot 10^{-4}$ Gew. % am Aufbau der Erdkruste beteiligt) [1]. Verwendung findet Beryllium in Legierungen, z. B. Kupfer-Beryllium-Legierungen [1]. Beryllium und seine Salze sind **sehr giftig!** [1]

Magnesium:

Magnesium findet sich in vielen Verbindungen wieder, z. B. in Carbonaten, wie dem Dolomit $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, in Sulfaten, Silicaten, Chloriden sowie in Form von Oxiden. Weiterhin kommt Magnesium im Meerwasser (in Form von Mg^{2+} -Ionen) sowie im Chlorophyll vor [1]. Es ist als achthäufigstes Element mit 1,94 % am Aufbau der Erdkruste beteiligt [2]. Der Name Magnesium kommt von der kleinasiatischen Stadt Magnesia [1]. „Magnesium wirkt in Form von Mg^{2+} für Menschen, Tiere und Pflanzen essentiell“ [1]. Desweiteren verursacht es zusammen mit Calcium die Härte des Wassers [2]. Verwendet wird Magnesium außer in Legierungen auch als Reduktionsmittel, um beispielsweise Kupfer herzustellen [2].

Calcium:

Calcium kommt als Carbonat, Sulfat, Silicat, Phosphat und Fluorid vor. Mit 3,4 % Beteiligung ist Calcium als dritthäufigstes Metall (nach Aluminium und Eisen) am Aufbau der Erdkruste beteiligt [1]. Ebenfalls enthält das Meerwasser große Mengen an Calcium, in Form von Ca^{2+} -Ionen [1]. Im menschlichen Körper kommt Calcium v. a. in Knochen und Zähnen vor [3]. Der Name Calcium leitet sich von dem lateinischen Wort calx für den Kalk ab [1]. Calcium findet beispielsweise als Calciumsulfat (Gips) Verwendung in der Bauindustrie [3].

Strontium:

Strontium ist weniger häufig als Calcium und Magnesium. Es kommt v. a. in den Mineralien „Cölestin“ SrSO_4 und „Strontianit“ SrCO_3 vor [1]. Seinen Namen erhielt es von H. Davy, nachdem A. Crawford gezeigt hatte, dass bei Strontian in Schottland im SrCO_3 ein neues Metall (Sr) enthalten ist [1]. „Strontiumverbindungen, insbesondere das Nitrat, werden bei der Herstellung rotbrennender Feuerwerkskörper verwendet“ [4].

Barium:

Barium ist ebenfalls weniger häufig als Calcium und Magnesium und kommt v. a. in den Mineralien Baryt und Witherit BaCO_3 vor. Sein Name stammt vom Mineral Schwerspat (Baryt BaSO_4) [1]. Bariumnitrat und -chlorat werden in Feuerwerkskörpern verwendet (grüne Farbe) [4].







Radium:

Radium ist ein radioaktives Zerfallsprodukt des Uranisotops ${}^{238}_{92}\text{U}$, weshalb es auch sehr selten ist. Entdeckt wurde das Element von Marie und Pierre Curie. „Seinen Namen erhielt es von der ausgesandten Strahlung: radius (lat.) = Lichtstrahl“ [1].

Physikalische Eigenschaften: [1, 5]

- Im Überblick:

Tabelle 1: Übersicht über physikalische Eigenschaften der Erdalkalimetalle

	Beryllium	Magnesium	Calcium	Strontium	Barium
Kernladungszahl	4	12	20	38	56
Atommasse	 Nimmt zu				
Atomradius	 Nimmt zu				
Dichte			1550 kg/m^3		
1. Ionisierungsenergie	 Nimmt zu				
Elektronegativität	 Nimmt zu				

Chemische Eigenschaften:

- Allgemein gilt, dass die **Reaktivität** der Elemente innerhalb der Gruppe **mit steigender Ordnungszahl** (Kernladungszahl) **zunimmt** [5]
- Flammenfärbung (→ Versuch 1)
- Wie reagieren Erdalkalimetalle mit Luft? (→ Versuch 2)
- Wie reagieren Erdalkalimetalle mit Wasser? (→ Versuch 3)

Versuch 1: Flammenfärbung [1, 6-8]

Geräte und Chemikalien:

Material: Tüpfelplatte, Magnesiastäbchen, Bunsenbrenner, konzentrierte Salzsäure (HCl), Erdalkalisalze (Calciumchlorid (CaCl_2), Strontiumchlorid (SrCl_2), Bariumchlorid (BaCl_2))

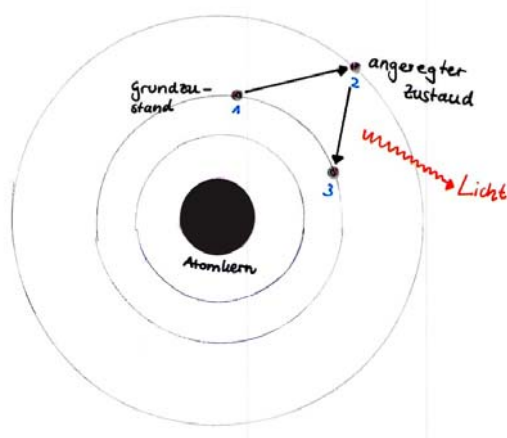
Durchführung: Zunächst glüht man das Magnesiastäbchen in der nichtleuchtenden Brennerflamme so lange aus, bis die Flamme nicht mehr gefärbt ist. Dann taucht man das Stäbchen in konzentrierte Salzsäure ein und glüht es erneut aus. Anschließend nimmt man etwas von einem der Erdalkalisalze auf und hält das Magnesiastäbchen in die Flamme. Dieses Vorgehen wiederholt man für alle der Erdalkalisalze.

Beobachtung:

Element	Farbe
Calcium	ziegelrot (orange-rot)
Strontium	intensiv rot
Barium	fahlgrün

Erklärung: Die Magnesiastäbchen werden zunächst ausgeglüht, damit mögliche Spuren von Natriumverbindungen die Flammenfärbung nicht verfälschen. Man verwendet Erdalkalichloride als Salze, da Chloride leicht flüchtig sind [9].

Für die Flammenfärbungen sind die Valenzelektronen der Elemente verantwortlich. Durch Energiezufuhr (hier: Bunsenbrennerflamme) wird das, bzw. die Valenzelektron(en) angeregt und dadurch auf ein höheres Energieniveau angehoben. Dort verweilt es Sekundenbruchteile (10^{-8} bis 10^{-9} Sekunden = milliardstel Sekunden!) und fällt in den energieärmeren Grundzustand zurück.



Schritt 1: Elektronen (im Grundzustand) nehmen Energie auf

Schritt 2: Dadurch werden sie auf ein höheres Energieniveau gehoben

Schritt 3: Rückkehr zum Grundzustand unter Aussendung von Licht

Abb. 1: Elektronische Vorgänge bei der Flammenfärbung (schematisch)

Dabei wird Energie in Form von Licht frei. Die Wellenlänge des Lichtes ist dabei abhängig von der Differenz der Energieniveaus, welche in jedem Element genau festgelegt sind.

Aber: nicht alle Elemente senden Licht schon bei Flammentemperatur aus. Beryllium und Magnesium besitzen deshalb keine Flammenfärbung, weil ihr emittiertes Licht nicht im Bereich des sichtbaren Lichtes liegt.

Somit die erste Eigenschaft von Erdalkalimetallen: Calcium, Strontium und Barium zeigen eine Flammenfärbung.

Versuch 2: Verbrennen von Magnesium [9-11]

Geräte und Chemikalien:

- Magnesiumband
- Bunsenbrenner
- Tiegelzange
- Porzellanschale

Durchführung:

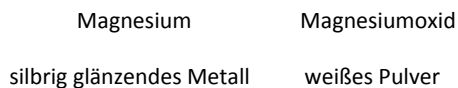
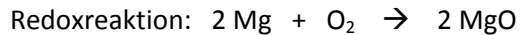
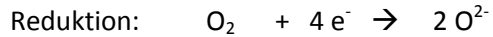
Man schneidet ein etwa 15 cm langes Stück Magnesiumband ab und hält es mit Hilfe der Tiegelzange in die Bunsenbrennerflamme. Nach dem Entzünden lässt man es an der Luft weiter reagieren.

Beobachtung:

Das Band verbrennt mit heller, weißer Flamme zu einem weißen Pulver, das man in der Porzellanschale auffängt.

Erklärung:

Magnesium reagiert mit dem Luftsauerstoff zu Magnesiumoxid. Es findet eine Redoxreaktion statt:



Zu einem kleinen Teil entsteht auch Magnesiumnitrid Mg_3N_2 : $3\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$

Magnesium ist wegen einer dünnen Oxidschutzhaut an Luft recht haltbar und reagiert erst bei höherer Temperatur mit dem Luftsauerstoff zu Magnesiumoxid.

Versuch 3: Reaktion von Erdalkalimetallen mit Wasser am Beispiel des Magnesiums [5, 9, 11]

Geräte und Chemikalien:

- Magnesimpulver
- Phenolphthalein
- destilliertes Wasser
- 2 Reagenzgläser
- Bunsenbrenner
- Reagenzglasklammer
- Spatel

Durchführung:

Ein mit destilliertem Wasser gefülltes Reagenzglas wird mit einigen Tropfen Phenolphthalein versetzt. Anschließend gibt man eine kleine Spatelspitze voll Magnesimpulver zu und schüttelt das Reagenzglas. Man erwärmt die Lösung über dem Bunsenbrenner und beobachtet.

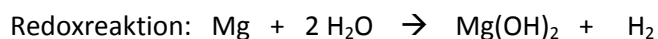
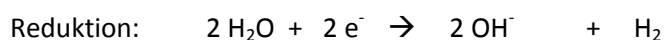
Beobachtung:

Mit kaltem Wasser kann man noch keine Reaktion feststellen, nach dem Erhitzen färbt sich die Lösung pink. Man kann auch eine Gasentwicklung sehen.

Erklärung:

Magnesium reagiert mit Wasser zu Magnesiumhydroxid und Wasserstoff.

Wegen der Bildung einer $\text{Mg}(\text{OH})_2$ -Schicht greift kaltes Wasser Magnesium nur langsam an (Passivierung). Unter Energiezufuhr (Erhitzen) erfolgt folgende Redoxreaktion:



Die Gasentwicklung ist auf den entweichenden Wasserstoff zurückzuführen. Der Indikator Phenolphthalein zeigt durch den Farbumschlag einen pH-Wert im alkalischen Bereich an. Der pH-Wert steigt aufgrund der entstandenen Hydroxidionen.

Die Reaktionsfreudigkeit der Erdalkalimetalle nimmt mit steigender Ordnungszahl zu. Beryllium reagiert wegen seiner Hydroxid-Schicht selbst bei Rotglut nicht mit Wasser, Magnesium reagiert mit kochendem Wasser oder Dampf und Calcium, Strontium und Barium reagieren bereits mit kaltem Wasser.

Lehrplanbezug: [12, 13]

Grundsätzlich sind alle gezeigten Versuche für den Einsatz im Chemieunterricht gut geeignet, da sie schnell und einfach durchgeführt werden können und vielfältige Anwendungsmöglichkeiten im Unterricht erlauben.

Laut bayerischem Gymnasial-Lehrplan kann das Thema Erdalkalimetalle in der 8. und 9. Klasse verwendet werden: In der 8. Jahrgangsstufe des naturwissenschaftlich-technologischen Gymnasiums (NTG) im Themenkomplex „Atombau und das gekürzte Periodensystem der Elemente“ (C_{NTG} 8.2) sowie in „Salze, Metalle und molekular gebaute Stoffe“ (C_{NTG} 8.3). Der Profilbereich der 8. Jahrgangsstufe bietet auch Möglichkeiten, Inhalte von Erdalkalimetallverbindungen mit einzubauen, z. B. das Kalkbrennen.

In der 9. Klasse kann man die Flammenfärbung von Erdalkalimetallen als eine „Qualitative Analyse-methode“ (C_{NTG} 9.1) anwenden. Das Verbrennen von Magnesium ist eine bekannte Reaktion zum Kennenlernen von Elektronenübergängen (C_{NTG} 9.5).

Literaturverzeichnis:

- [1] A. F. Holleman und E. und N. Wiberg: Lehrbuch der Anorganischen Chemie, 102. Auflage, Walter de Gruyter-Verlag, Berlin, 2007, S. 100-105, 1215-1217, 1225, 1236-1239.
- [2] <http://de.wikipedia.org/wiki/Magnesium> (Stand: 11.04.2011)
- [3] <http://de.wikipedia.org/wiki/Calcium> (Stand: 11.04.2011)
- [4] G. Jander, E. Blasius: Einführung in das anorganisch-chemische Praktikum, 15. Auflage S. Hirzel-Verlag, Stuttgart, 2005, S. 201, 203.
- [5] http://de.wikipedia.org/wiki/Erdalkalimetalle#Physikalische_Eigenschaften (Stand: 11.4.2011)
- [6] <http://de.wikipedia.org/wiki/Flammenfärbung> (Stand: 21.05.2011)
- [7] K. Häusler, H. Rampf, R. Reichelt: Experimente für den Chemieunterricht mit einer Einführung in die Labortechnik, 2. Korrigierte und verbesserte Auflage, Oldenbourg-Verlag, München, 1995, S. 128.
- [8] Demonstrationsvortrag in Anorganischer Chemie: E. Fritzenwenger, S. Rothenberger; Die Erdalkalimetalle, 11.11.2005, Wintersemester 2005/2006, Regensburg; s. auch http://www.chemie.uni-regensburg.de/Anorganische_Chemie/Pfitzner/demo/demo_ws0506/EFSRErdalkali.pdf
- [9] A. F. Holleman und E. und N. Wiberg: Lehrbuch der Anorganischen Chemie, 101. Auflage, Walter de Gruyter-Verlag, Berlin - New York, 1985, S. 228, 1116, 1129.
- [10] H. Keune, W. Filbry: Chemische Schulexperimente, Band 2, Anorganische Chemie, Verlag Harri Deutsch, Thun, Frankfurt/Main, 1978, S. 108.
- [11] K. Häusler, H. Rampf, R. Reichelt: Experimente für den Chemieunterricht mit einer Einführung in die Labortechnik, Oldenbourg-Verlag, München, 1991, S. 128-129.
- [12] <http://www.isb-gym8-lehrplan.de/contentserv/3.1.neu/g8.de/index.php?StoryID=26448> (Stand: 22.05.2011)
- [13] <http://www.isb-gym8-lehrplan.de/contentserv/3.1.neu/g8.de/index.php?StoryID=26448> (Stand: 22.5.2011)