

Erdalkalimetalle

Die Erdalkalimetalle sind die Elemente der zweiten Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente (PSE) (s. Tab. 1). Der Name Erdalkali leitet sich zum einen davon ab, dass die Hydroxide der Metalle wie die der in der ersten Gruppe des PSE stehenden Alkali-elemente starke Basen sind und kommt zum anderen daher, dass diese Elemente in nennenswertem Maße am Aufbau der Erdrinde beteiligt sind, insbesondere Verbindungen des Calciums und Magnesiums.

Tabelle 1: Wichtige Kenngrößen der Erdalkalielemente E (s. auch [1])

<i>Name</i>	<i>Beryllium</i>	<i>Magnesium</i>	<i>Calcium</i>	<i>Strontium</i>	<i>Barium</i>	<i>Radium</i>
Ordnungszahl im PSE	4	12	20	38	56	88
relative Atom-masse	9,01218	24,305	40,08	87,62	137,33	226,0254
Dichte [g/cm³]	1,8477	1,738	1,54	2,63	3,62	5,50
Schmelzpunkt [°C]	1285	650	845	771	726	700
Siedepunkt [°C]	2477	1105	1483	1385	1696	1140
Anteil an der Erdrinde [Ma-%]	5 x 10 ⁻⁴	1,94	3,39	1,4 x 10 ⁻²	2,6 x 10 ⁻²	9,5 x 10 ⁻¹¹
(1.), 2., [3.] Ionisierungs-energie [eV]	(9,320) 18,206 [153,850]	(7,644) 15,031 [80,12]	(6,111) 11,868 [51,21]	(5,692) 11,027 [43,6]	(5,210) 10,001 [35,5]	(5,277) 10,144 -
Normalpotential E/E²⁺ [V]	-1,847	-2,363	-2,866	-2,888	-2,906	-2,916
Elektronegativität	1,47	1,23	1,04	0,99	0,97	0,97
Atomradius [pm]	111	160	197	215	217	223
Ionenradius E²⁺ * [pm] [2]	45 (berechnet)	72	100	118	135	148

* für die Koordinationszahl (KZ) 6, Ausnahme Radium (KZ 8)

• **Beryllium (Elementsymbol: Be)**

Die Bezeichnung leitet sich von beryllos (griech.) = Beryll, dem schon im Altertum bekannten Edelstein gleichen Namens ab, der die Zusammensetzung ($\text{Be}_3\text{Al}_2[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$) aufweist. Das Mineral kommt auch in vielen gefärbten Abarten vor (s. Abb. 1). Trotzdem ist Beryllium ein selteneres Element in der Erdkruste (vgl. Tab. 1).



Abb. 1: Aquamarin (Varietät des Berylls) auf Rauchquarz

Fundort: Erongogebirge (Namibia)
Foto und Sammlung: Dominik Schläfli [3]

Berylliumstaub ist ein Lungengift. Auch Berylliumsalze sind giftig und wirken krebserregend. Aufgrund des hohen Schmelzpunktes des Metalls und seines niedrigen Neutronenabsorptionsquerschnittes wird es als Konstruktionsmaterial für Kernreaktoren verwendet. Es dient auch als Fenstermaterial für Röntgenröhren, als Desoxidationsmittel beim Kupferguß und wird als Bestandteil für Legierungen mit Kupfer eingesetzt. [1]

• **Magnesium (Elementsymbol: Mg)**

Seinen Namen hat es von Magnesia, einer Stadt in Kleinasien (heutige Türkei).

Magnesium ist das 8. häufigste Element der Erdkruste (s. auch Tab. 1). Dort kommt es z. B. in Mineralien, wie dem Magnesit (MgCO_3) (s. Abb. 2), auch in großen Salzlagern, als z. B. Kieserit ($\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) oder Carnallit ($\text{KMgCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$) bzw. auch als Gebirgszug der südlichen Alpen in Form des Doppelsalzes ($\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$) (Dolomit) vor. [1]



Abb. 2: Magnesit

Fundort: Hohentauern, Steiermark (Österreich)
Foto und Sammlung: Stefan Schorn [4]

Physiologisch spielen Magnesiumionen (Mg^{2+}) v. a. in vielen Enzymen und anderen Proteinen eine wichtigere Rolle als in ihrer Funktion als Elektrolyt. Im menschlichen Körper ist Magnesium als physiologischer Antagonist des Calciums bedeutsam. [5]

• **Calcium (Elementsymbol: Ca)**

Seine Bezeichnung leitet sich vom lateinischen Wort für Kalk, *calx*, ab.

Calcium ist das 5. häufigste Element der Erdrinde (s. auch Tab. 1), wo es z. B. als Carbonat, am häufigsten als Calcit (s. Abb. 3) in Form von Kreide, Kalkstein und Marmor, als Dolomit ($\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$) bzw. als Sulfat, wie dem Gips ($\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$), in Silicaten, Phosphaten oder dem Fluorid (Fluorit, Flußspat: CaF_2) vorkommt. [1]

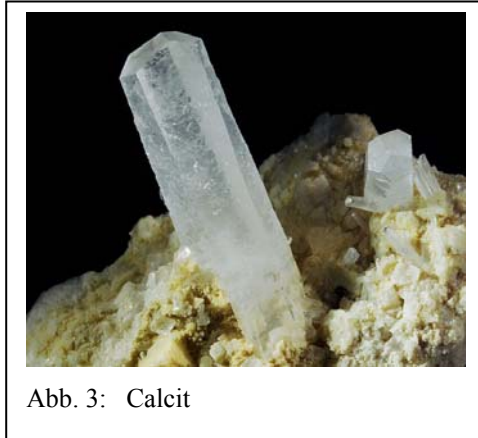


Abb. 3: Calcit

Fundort: Steinbruch "Glockenpöhl" bei Bösenbrunn im Vogtland (Deutschland)
Sammlung und Copyright: Berthold Weber [6]

„Im menschlichen Organismus kommt Kalzium in überwiegender Menge im Knochen vor (ca. 99 %), wo es als Phosphat .. in Form von Hydroxylapatit ($\text{Ca}_5[\text{PO}_4]_3\text{OH}$) vorliegt und für die Festigkeit des Knochens verantwortlich ist.

Weitere wichtige Rollen spielt Kalzium - in seiner ionisierten Form Ca^{2+} - im menschlichen Körper bei der Blutgerinnung oder bei diversen Signalübertragungen innerhalb und außerhalb der Zelle, die ... Funktionen wie die Erregung von Nerven, die Sekretion von Hormonen oder die Muskelkontraktion regulieren.“ [7]

• **Strontium (Elementsymbol: Sr)**

Es ist benannt nach Strontian, einem Ort in Schottland, in dessen Bleibergwerk erstmals SrCO_3 gefunden wurde, das den Namen Strontianit (s. Abb. 4) erhielt. [1]



Abb. 4: Strontianit

Fundort: Cavradi-Schlucht, Tavetsch (Schweiz) [8]

Vom Strontium sind vier stabile Isotope bekannt: ^{88}Sr (82,58 %), ^{86}Sr (9,86 %), ^{87}Sr (7,0 %) und ^{84}Sr (0,56 %) sowie 16 instabile. Am bekanntesten der zweiten Gruppe ist ^{90}Sr , das man als Betastrahler in Isotopenbatterien verwendet. ^{87}Sr wird zur geologischen Altersbestimmung herangezogen.

Bekannt ist die Verwendung von Strontiumsalzen als Bestandteil von Feuerwerkskörpern, die die roten Lichteffekte bewirken (s. auch Versuch 1A). [9]

Als ein dem Calcium ähnliches Element, ist es möglich, dass sich Strontium einerseits in das Knochengewebe einbaut, was man bei der Remineralisierung nutzt. Andererseits kann es aber auch durch die Einlagerung seiner radioaktiven Isotope zu einer kanzerogenen Wirkung kommen. [10]

• **Barium (Elementsymbol: Ba)**

Der Name leitet sich vom Griechischen „barys“ für schwer ab, da die Dichte der Verbindungen des Metalls, wie die des Schwerspates (BaSO_4) (auch Baryt genannt, s. Abb. 5), groß ist. [1]



Abb. 5: Baryt in der Ausbildung als Meißelspat

Fundort: Grube Clara, Oberwolfach, Schwarzwald (Deutschland)
Foto: Andrea Stevens; Sammlung: Stefan Schorn [11]

Lösliche Bariumsalze sind giftig. Bariumsulfat (BaSO_4) wird aufgrund seiner geringen Wasserlöslichkeit in Röntgen-Kontrastmitteln verwendet. [12] $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ dient als grün leuchtender Bestandteil der Feuerwerkskörper (s. auch Versuch 1A).

• **Radium (Elementsymbol: Ra)**

Die Bezeichnung des Elementes kommt vom Lateinischen „radius“ für Strahl. Radium entsteht als Zerfallsprodukt des Urans und kommt in der Natur in Form vieler radioaktiver Isotope vor. Es wurde früher in der Radiotherapie zur Bekämpfung von Krebs benutzt. [13]

Versuch 1A: Flammenfärbung (vgl. auch [14])

Geräte: Tüpfelplatte, Magnesiastäbchen, Bunsenbrenner

Chemikalien: Konzentrierte Salzsäure HCl , Calciumchlorid CaCl_2 , Strontiumchlorid SrCl_2 , Bariumchlorid BaCl_2

Durchführung:

Ein Magnesiastäbchen wird mit Salzsäure (HCl) in der Flamme des Bunsenbrenners ausgeglüht. Dann wird es mit HCl angefeuchtet und in das zu untersuchende Erdalkalimetallsalz getaucht (CaCl_2 , SrCl_2 bzw. BaCl_2). Anschließend wird das Stäbchen erneut in die Flamme des Bunsenbrenners gehalten, was jeweils zu charakteristischen Färbungen der Flamme führt.

Beobachtung:

		Flammenfärbung
Calcium	→	ziegelrot
Strontium	→	intensives Rot
Barium	→	fahlgrün

Erklärung:

Bei der Temperatur der Brennerflamme sublimieren die Erdalkalichloride. Sie werden außerdem atomisiert. Elektronen der Erdalkalimetallatome werden durch die Energie der Flamme angeregt, in höhere Energieniveaus überzugehen. Beim Zurückspringen in den Ausgangszustand wird diese Energie wieder in Form von Licht einer bestimmten Wellenlänge emittiert.

Versuch 1B: Verbrennen von Magnesium (vgl. auch [1])

Geräte: Glasrohr, Bunsenbrenner

Chemikalien: Magnesiumpulver

Durchführung:

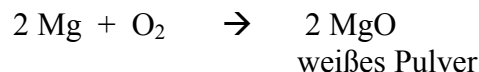
Magnesiumpulver wird durch ein Glasrohr in die Brennerflamme geblasen.

Beobachtung:

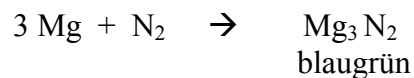
Unter heller, greller Flammenerscheinung bildet sich ein weißes Pulver.

Erklärung:

Beim Magnesium tritt keine Flammenfärbung wie bei Versuch 1A auf, sondern es erfolgt bei erhöhter Temperatur seine Verbrennung an der Luft (Oxidbildung):



Da Magnesium bei erhöhter Temperatur sehr reaktiv ist, findet dabei in geringem Maße sogar eine Reaktion mit dem Luftstickstoff statt (Nitridbildung):



Versuch 2: Ausfällung von Bariumchromat (Chromat-Dichromat-Gleichgewicht) (vgl. auch [14])

Geräte: Reagenzgläser, Reagenzglasständer

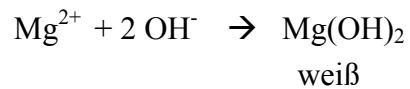
Chemikalien: Kaliumchromat (K_2CrO_4)-Lösung, Bariumnitrat ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$)-Lösung, verdünnte Salzsäure HCl, Natriumhydroxid (NaOH)-Lösung

Durchführung und Beobachtung:

In das Reagenzglas mit einigen Millilitern der gelben Chromatlösung (CrO_4^{2-}) wird etwas von der Bariumsalzlösung (Ba^{2+}) gegeben. Es fällt ein gelber Niederschlag aus. Bei Zugabe von

Erklärung:

Die Löslichkeit der Erdalkali-Hydroxide $E(OH)_2$ nimmt im Unterschied zu den analogen Chromaten (s. Versuch 2) vom leichteren zum schwereren Erdalkalimetallion zu: $Ba(OH)_2$ ist also am leichtesten, $Mg(OH)_2$ dagegen schwer löslich (vgl. Tab. 2).



$Mg(OH)_2$ fällt als Niederschlag aus, da sein Löslichkeitsprodukt überschritten wird: $L(Mg(OH)_2) = 1,2 \cdot 10^{-11} \text{ mol}^3/\text{l}^3$. Im Gegensatz dazu wird das des $Ba(OH)_2$ nicht erreicht ($L(Ba(OH)_2) = 1,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol}^3/\text{l}^3$) und die Barium- sowie Hydroxid-Ionen bleiben gelöst. Mit dieser Lösung könnte aber z. B. auch aus der Magnesiumsalzlösung $Mg(OH)_2$ gefällt werden.

Quellenverzeichnis:

- [1] A. F. Holleman, E. Wiberg, N. Wiberg: Lehrbuch der Anorganischen Chemie, 100. Auflage, Walter de Gruyter-Verlag, Berlin und New York, 1985, S. 62, S. 899-900, S. 904-905, S. 911, S. 922-924, S. 926.
- [2] D. Shannon, *Acta Crystallogra.* **1976**, *A32*, 751-767.
- [3] <http://www.mineralienatlas.de/lexikon/index.php/Namibia/Damaraland/Erongogebirge/Mineralien/Beryll> (Stand: 16.03.2006)
- [4] <http://www.mineralienatlas.de/lexikon/index.php/Magnesit> (Stand: 02.11.2005)
- [5] <http://flexicon.doccheck.com/Magnesium> (Stand: 02.11.2005)
- [6] <http://www.mineralienatlas.de/showpict.php?pict=calcit-berthold.jpg> (Stand: 16.03.2006)
<http://www.berthold-weber.de/min.htm> (Stand: 16.03.2006)
- [7] <http://flexicon.doccheck.com/Kalzium?PHPSESSID=86a56f8a3781414774af430a2abf44e0> (Stand: 02.11.2005)
- [8] http://www.kristalldruse-shop.de/index.php?cPath=3_10&page=1&sort=1d (Stand: 02.11.2005)
- [9] <http://de.wikipedia.org/wiki/Strontium> (Stand: 17.03.2006)
- [10] <http://flexicon.doccheck.com/Strontium> (Stand: 17.03.2006)
- [11] <http://www.mineralienatlas.de/lexikon/index.php/Baryt> (Stand: 02.11.2005)
- [12] <http://flexicon.doccheck.com/Barium> (Stand: 17.03.2006)
- [13] <http://flexicon.doccheck.com/Radium> (Stand: 20.03.2006)
- [14] G. Jander, E. Blasius: Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen Chemie, 10. Auflage, Hirzel-Verlag, Leipzig, 1973, S. 71, 245, 248-250, 252-253.