Die Elemente der 2. Hauptgruppe des Periodensystems, die Erdalkalimetalle: Beryllium (Be), Magnesium (Mg), Calcium (Ca), Strontium (Sr), Barium (Ba), Radium (Ra).

Der Name "Erdalkalimetalle" weist auf die Ähnlichkeit mit den Alkalimetallen und auf großes Vorkommen in der Erdkruste hin. Die Atome haben in der äußersten Elektronenschale zwei Valenzelektronen, welche sie leicht abgeben. Sie bilden doppelt positiv geladene Kationen.

	Atom-masse (u)	Schmelztem-peratur (°C)	Siedetem-peratur (°C)	Dichte (g/cm^3)	Flammen-farbe	Härte	Reaktivität/ Wasser - O_2
Beryllium	9	1278	2469	1,85	keine	nimmt	keine
Magnesium	24,3	650	1090	1,74	keine	nach	nimmt
Calcium	40,1	842	1483	1,54	ziegelrot	oben	nach
Strontium	87,6	777	1385	2,63	karminrot	zu	unten
Barium	137,3	726	1640	3,51	fahlgrün		zu
Radium	226,0	700,0	1737	5,00	---		

Calcium:
Calcium ist ein silberglänzendes Leichtmetall und kommt in der Natur in vielen Mineralien wie z.B. Kalkstein, Marmor, Kreide und Gips vor. Zwei typische Reaktionen des Calciums sind die Reaktion mit Sauerstoff zu Calciumoxid und die mit Wasser zu Calciumhydroxid und Wasserstoff.

Calciumcarbid (CaC_2) ist ein Salz.

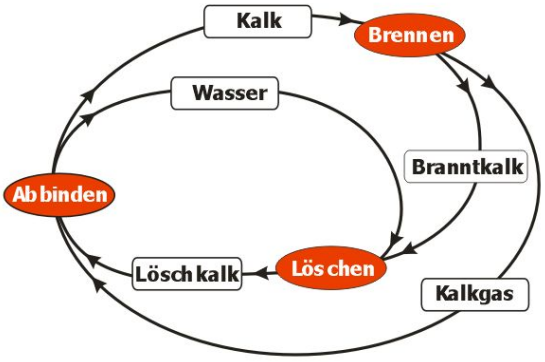
- Herstellung von Ethin (Acetylen) durch Hydrolyse: $CaC_2 + 2\ H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$
- Entschwefelung von Rohstahl

Calciumoxalat (CaC_2O_4) ist Hauptbestandteil von Nierensteinen.

Calciumcarbonat ($CaCO_3$, Kalk, Marmor, Kreide, Dolomit)

Wasserhärte
Aus den Gesteinen gelangt lösliches Calciumhydrogencarbonat ($Ca(HCO_3)_2$) ins Wasser. In der Hitze bildet sich das schwerlösliche Calciumcarbonat ($CaCO_3$ "Kesselstein") und Kohlenstoffdioxid entweicht.
"Kalkseife" Erdalkalimetallionen, insbesondere von Ca^{2+} und Mg^{2+}, können mit Seife unlösliche Verbindungen bilden. Dadurch wird die Waschwirkung der Seifen verhindert.

Technischer Kalkkreislauf



Caliumsulfat (Gips)
Caliumsulfat (Gips; $CaSO_4 \cdot 2H_2O$) in der Natur als Gipsstein. entsteht auch in großen Mengen bei der Rauchgasentschwefelung. Er wird beim Erhitzen zum Halbhydrat ($CaSO_4 \cdot 0{,}5\ H_2O$) bzw. bei 120 °C -180 °C zum **Anhydrit** ($CaSO_4$).
Durch Versetzen des Halbhydrats mit Wasser (Hydratation - Einbau von Wassermolekülen in das Kristallgitter) erhält man zunächst einen streich- und gießfähigen Brei. Es entsteht wieder Gips. Dieser versteift sich und erhärtet nach und nach unter Volumenvergrößerung. Anhydrit nimmt kein Wasser mehr auf („totgebrannter“ Gips).

Kalkstickstoff ($CaCN_2$) Düngemittel

Magnesium:
Magnesium ist ein silberglänzendes Leichtmetall. Magnesiumlegierungen werden besonders im Flugzeugbau wegen Ihrer Leichtigkeit verwendet. An der Luft überzieht sich das unedle Magnesium mit einer dünnen, luftundurchlässigen Oxidschicht, die das darunterliegende Metall vor weitere Oxidation schützt.
Verwendung: Anspitzer, Unterwasserfackel
MgO (Magnesia) Säureregulator und Trennmittel (Lebensmittelzusatzstoff E 530); im Turnsport als Antitranspirator

Strontium und Barium
Strontium und Barium müssen unter Petroleum aufbewahrt werden. Ihre Verbindungen haben eine wichtige Bedeutung bei der Fabrikation von Feuerwerkskörpern, denn Bariumsalze verursachen eine grüne, Strontiumsalze eine rote Flammenfärbung.
BaO (Bariumoxid) ist ein wichtiger Bestandteil von Gläsern für Monitore.
$BaSO_4$: In der Medizin dient das im Körper unlösliche Bariumsulfat als Kontrastmittel bei Ultraschallaufnahmen insbesondere des Nieren- und Harnbereiches.

Radium
Dieses Metall ist radioaktiv und wurde vom Ehepaar Curie 1898 in der Pechblende entdeckt. 1910 wurde das Radium erstmals von Marie Curie hergestellt.
Es ist ein weiß glänzendes Schwermetall. An der Luft wird es durch Bildung von Radiumnitrid Ra_3N_2 rasch schwarz. Mit Wasser reagiert es ähnlich wie die Alkalimetalle ($Ra + 2\ H_2O \rightarrow Ra(OH)_2 + H_2$). In Verbindungen verhält sich das Radium ähnlich wie Barium