

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [12 Erdalkalimetalle]

Begriffe



Die Elemente der 2. Hauptgruppe des Periodensystems, die Erdalkalimetalle:

Beryllium (Be), **Magnesium** (Mg), Calcium (Ca), Strontium (Sr), **Barium** (Ba) und Radium (Ra).

Charakteristik

Die Atome dieser Elemente haben **zwei** Valenzelektronen, die sie leicht abgeben und dadurch zu zweifach positiv geladenen Ionen (Kationen) werden. Infolge ihrer hohen **Reaktivität** kommen die Erdalkalimetalle in der Natur nicht gediegen (elementar), sondern nur gebunden in Form ihrer Salze vor. Einige Erdalkalimetalle zeigen eine Flammenfärbung wie Calcium (ziegelrot), Strontium (karminrot) und Barium (**fahlgrün**). Die Schmelztemperatur nimmt vom Be hin zum Ra **ab**. Die Reaktivität mit Sauerstoff oder Wasser nimmt vom Mg zum Ra **zu**, während das Be mit diesen Stoffen keine Reaktion zeigt. Strontium und Barium müssen unter Petroleum aufbewahrt werden.

Vorkommen:

Beryllium ist ein sehr seltenes Element, hat seinen Namen vom Edelstein **Beryll**. Der Smaragd ist ein chromhaltiger Beryll, der Aquamarin ist durch Eisenverbindungen gefärbt.

Calcium ist ein silberglänzendes Leichtmetall und kommt in der Natur in vielen Mineralien wie z.B. **Kalkstein**, Marmor, Kreide und Gips vor.

Magnesium, Strontium und Barium kommen hauptsächlich als Carbonate und Sulfate vor.

Herstellung:

Die Herstellung der Erdalkalimetalle erfolgt durch die Schmelzflusselektrolyse oder auf dem Wege der Reduktion von Erdalkalimetallverbindungen mit Hilfe starker Reduktionsmittel (Mg oder Al).

Einzelne Erdalkalimetallverbindungen:

Beryllium:

Be ist sehr hart und hitzebeständig, wird in **Atomreaktoren** und als Hitzeschild für Raumfahrzeuge verwendet.

Calcium:

Zwei typische Reaktionen des Calciums sind die Reaktionen mit Sauerstoff zu Calciumoxid und die mit Wasser zu Calciumhydroxid und Wasserstoff.

Calciumcarbid (CaC₂) ist ein Salz.

- Herstellung von Ethin (Acetylen) durch Hydrolyse:

$$\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca(OH)}_2$$
- Entschwefelung von Rohstahl

ab	X
Anspitzer	X
Atomreaktoren	X
Barium	X
Beryll	X
CaCO ₃ ,	X
Düngemittel	X
fahlgrün	X
Feuerwerkskörpern	X
Flugzeugbau	X
Gips	X
Kalkstein	X
Kontrastmittel	X
Lebensmittelzusatzstoff	X
Magnesium	X
permanente	X
radioaktiv	X
Reaktivität	X
temporäre	X
verhindert	X
zu	X
zwei	X

Calciumoxalat (CaC_2O_4) ist Hauptbestandteil von Nierensteinen.

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

Wasserhärte

In kohlendioxidhaltigem Wasser (im Volksmund: Kohlensäure) lösen sich auf dem Weg durch das Gestein vor allem CaCO_3 und MgCO_3 sowie auch CaSO_4 und MgSO_4 . Die Lösung dieser Salze bestimmt den Härtegrad des Wassers.

Lösen in der Kälte: $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{HCO}_3^-$ (Bildung der Carbonathärte)

Die sogenannte **temporäre** Härte (Carbonathärte) verschwindet beim Erhitzen aus dem Wasser. Es scheiden sich CaCO_3 (und MgCO_3) ab.

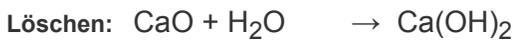
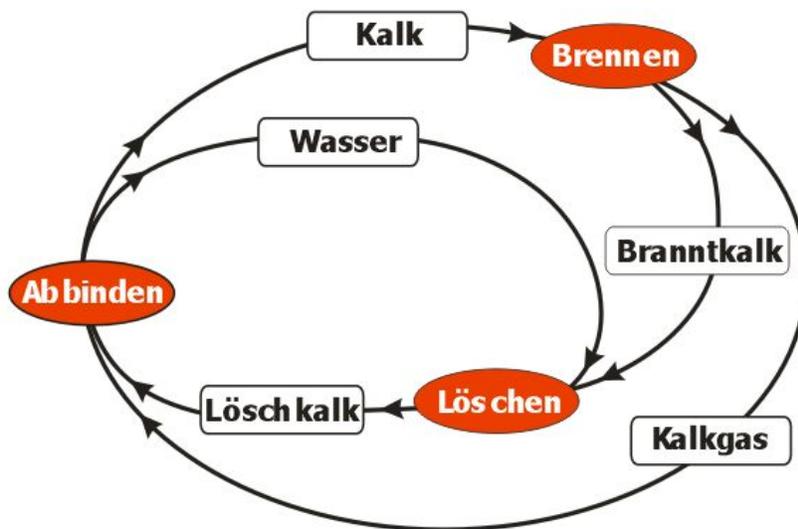
In der Hitze: $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (Kalk scheidet sich ab).

Die **permanente** Wasserhärte (Alkali-, Erdalkali-, Chlorid und Sulfationen) bleibt auch in heißem Wasser in Lösung.

Wenn Wasser verdunstet, bleiben alle gelösten Stoffe als fester Rückstand ("Kalkflecken").

"Kalkseife" Erdalkalimetallionen, insbesondere von Ca^{2+} und Mg^{2+} , können mit Seife unlösliche Verbindungen bilden. Dadurch wird die Waschwirkung der Seifen **verhindert**.

Der technische Kalkkreislauf



Caliumsulfat (**Gips**; $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) in der Natur als Gipsstein, entsteht auch in großen Mengen bei der Rauchgasentschwefelung.

Er wird beim Erhitzen zum Halbhydrat ($\text{CaSO}_4 \cdot 0,5 \text{H}_2\text{O}$). 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.

Bei zu hohem Erhitzen 120°C - 180°C zum Anhydrit (CaSO_4). 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 weiterer Oxidation schützt.

Verwendung: **Anspitzer**, Unterwasserfackel

MgO (Magnesia), Säureregulator und Trennmittel (**Lebensmittelzusatzstoff** E 530); im Turnsport als Antitranspirator.

Strontium und Barium

Ihre Verbindungen haben eine wichtige Bedeutung bei der Fabrikation von **Feuerwerkskörpern**,

Bariumoxid BaO ist ein wichtiger Bestandteil von Gläsern für Monitore

Bariumsulfat 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 und 1910 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 ($\text{Ra} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ra}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$).

In Verbindungen verhält sich das Radium ähnlich wie das Barium.