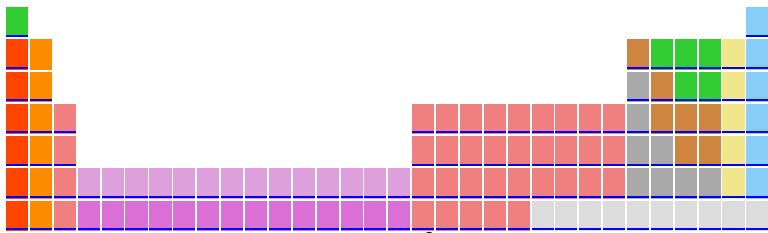


Wikipedia Auszug und Internet Medizinseite

Das verkäsende **Epitheloidzellgranulom** (auch als Granulom vom Tuberkulose-Typ bezeichnet) kommt vor bei Tuberkulose, Lues und tuberkuloider Lepra. Es zeichnet sich aus durch: zentrale verkäsende Nekrose. Langhans-Riesenzellen.

Berylliumchlorid ist das Berylliumsalz der Salzsäure mit der Summenformel BeCl_2 . Das Salz dient unter anderem zur Herstellung von metallischem Beryllium durch Schmelzflusselektrolyse.

Beryllium

Eigenschaften	
	
$[\text{He}] 2s^2$	
${}_4\text{Be}$	
	Periodensystem

Allgemein	
Name, Symbol, Ordnungszahl	Beryllium, Be, 4
Elementkategorie	Erdalkalimetalle
Gruppe, Periode, Block	2, 2, s
Aussehen	weiß-grau metallisch
CAS-Nummer	7440-41-7
EG-Nummer	231-150-7
ECHA-InfoCard	100.028.318
Massenanteil an der Erde	5,3 ppm ^[1]
Atomar ^[2]	
Atommasse	9,0121831(5) ^[3] u
Atomradius (berechnet)	105 (112) pm
Kovalenter Radius	96 pm
Van-der-Waals-Radius	153 ^[4] pm
Elektronenkonfiguration	$[\text{He}] 2s^2$
1. Ionisierungsenergie	9.322699(7) eV ^[5] \approx 899.5 kJ/mol ^[6]
2. Ionisierungsenergie	18.21115(4) eV ^[5] \approx 1757.11 kJ/mol ^[6]
3. Ionisierungsenergie	153.896203(4) eV ^[5] \approx 14848.72 kJ/mol ^[6]
4. Ionisierungsenergie	217.7185843(17) eV ^[5] \approx 21006.64 kJ/mol ^[6]
Physikalisch ^[2]	
Aggregatzustand	fest
Kristallstruktur	hexagonal (dichtest gepackt)
Dichte	1,848 g/cm³ (20 °C) ^[7]
Mohshärte	5,5
Magnetismus	diamagnetisch ($\chi_m = -2,3 \cdot 10^{-5}$) ^[8]
Schmelzpunkt	1560 K (1287 °C)
Siedepunkt	3243 K ^[9] (2969 °C)
Molares Volumen	$4,85 \cdot 10^{-6}$ m³·mol⁻¹

Verdampfungswärme	309 kJ/mol ^[9]
Schmelzwärme	7,95 kJ·mol ⁻¹
Schallgeschwindigkeit	13000 m·s ⁻¹
Spezifische Wärmekapazität	1825 ^[1] J·kg ⁻¹ ·K ⁻¹
Austrittsarbeit	4,98 eV ^[10]
Elektrische Leitfähigkeit	25 · 10 ⁶ A·V ⁻¹ ·m ⁻¹
Wärmeleitfähigkeit	190 W·m ⁻¹ ·K ⁻¹

Chemisch ^[2]

Oxidationszustände	2
Normalpotential	-1,97 V (Be ²⁺ + 2 e ⁻ → Be)
Elektronegativität	1,57 (Pauling-Skala)

Isotope

Isotop	NH	t _{1/2}	ZA	ZE (MeV)	ZP
⁷ Be	in Spuren	53,12 d	ε	0,862	⁷ Li
⁸ Be	{syn.}	6,722 · 10 ⁻¹⁷ s	2 α	0,092	-
⁹ Be	100 %	Stabil			
¹⁰ Be	in Spuren	1,51 · 10 ⁶ a	β ⁻	0,556	¹⁰ B
¹¹ Be	{syn.}	13,81 s	β ⁻	11,506	¹¹ B

Weitere Isotope siehe [Liste der Isotope](#)

NMR-Eigenschaften

	Spin-Quantenzahl I	γ in rad·T ⁻¹ ·s ⁻¹	E _r (H)	f _L bei B = 4,7 T in MHz
⁹ Be	-3/2	+3,759 · 10 ⁷	0,0139	28,12

Sicherheitshinweise

[GHS-Gefahrstoffkennzeichnung](#) aus [Verordnung \(EG\) Nr. 1272/2008 \(CLP\)](#),^[12] ggf. erweitert^[11]

Gefahr

H- und P-Sätze	H: 301-315-317-319-330-335-350i-372 P: 201-260-280-284-301+310+330-304+340+310 ^[1]
Toxikologische Daten	<ul style="list-style-type: none"> 51 mg/kg (LD₅₀, Ratte, intratracheal)^{[13][14]} 0,496 mg/kg (LD₅₀, Ratte, i.v.)^{[14][15]}

Soweit möglich und gebräuchlich, werden [SI-Einheiten](#) verwendet.
Wenn nicht anders vermerkt, gelten die angegebenen Daten bei [Standardbedingungen](#).

Beryllium ist ein [chemisches Element](#) mit dem Symbol **Be** und der [Ordnungszahl](#) 4. Sein Name lässt sich vom Mineral [Beryll](#), einem berylliumhaltigen Edelstein, ableiten ([altgriechisch](#) βήρυλλος *bēryllos*, deutsch ‚meergrüner Edelstein, Beryll‘,^[16] [lateinisch](#) *beryllos* ‚meergrüner indischer Edelstein, Beryll‘^[17],^[18] In diesem Mineral sowie im [Bertrandit](#) ist auch der größte Teil des in der Erdkruste vorhandenen Berylliums gebunden. Beryllium gehört zu den [seltener](#) vorkommenden [Metallen](#).^[19]

Entdeckt wurde es als Bestandteil des Minerals Beryll bereits 1798 von [Louis-Nicolas Vauquelin](#) und wegen des süßlichen Geschmacks der isolierten berylliumhaltigen Verbindungen (z. B. des [Hydroxids](#)) zunächst *Glucine*^[20] genannt. Elementares Beryllium wurde erstmals 1828 von [Friedrich Wöhler](#) und unabhängig davon von [Antoine Bussy](#) hergestellt.^[19]

Im [Periodensystem](#) steht Beryllium in der zweiten [Hauptgruppe](#) (2. [IUPAC-Gruppe](#)) und zählt daher zu den [Erdalkalimetallen](#). Als Element der [zweiten Periode](#) zählt es zu den leichten Erdalkalimetallen. Es zeigt jedoch aufgrund des Verhältnisses zwischen Ladung und Durchmesser des zweiwertigen Ions einige für diese Gruppe ungewöhnliche Eigenschaften, wie zum Beispiel eine höhere Dichte als seine beiden [Homologen Magnesium](#) und [Calcium](#).^{[21][22]}

Das stahlgraue [Leichtmetall](#) ist sehr hart und spröde, hat einen höheren [Elastizitätsmodul](#) als Stahl und wird meist als [Legierungszusatz](#) verwendet. In Verbindungen ist es [zweiwertig](#). Im Vergleich mit den anderen leichten Alkali- und Erdalkalimetallen ([Lithium](#), [Natrium](#), [Kalium](#), Magnesium und Calcium) ist es außergewöhnlich giftig und gesundheitsschädlich.^{[19][23]}

Inhaltsverzeichnis

- [1 Geschichte](#)
- [2 Vorkommen](#)
- [3 Herstellung](#)
- [4 Eigenschaften](#)
 - [4.1 Physikalische Eigenschaften](#)
 - [4.2 Chemische Eigenschaften](#)
- [5 Isotope](#)
- [6 Verwendung](#)
 - [6.1 Beryllium](#)
 - [6.2 Berylliumlegierungen](#)
- [7 Nachweis](#)
- [8 Toxikologie](#)
- [9 Sicherheitshinweise](#)
- [10 Verbindungen](#)
 - [10.1 Sauerstoffverbindungen](#)
 - [10.2 Halogenverbindungen](#)
 - [10.3 Wasserstoffverbindungen](#)
 - [10.4 Weitere Verbindungen](#)
- [11 Literatur](#)
- [12 Weblinks](#)
- [13 Einzelnachweise](#)

Geschichte

Im Altertum und im Mittelalter dienten durchsichtige Beryllstücke vielfach als Sehhilfe, die Schriftzüge und Bilder beim Lesen wie eine Lupe vergrößert.^[24]

Die erste überlieferte Erwähnung findet sich in der [Naturalis historia](#) aus dem 1. Jahrhundert, wo [Plinius der Ältere](#) die Ähnlichkeit zwischen den Mineralien Beryll und [Smaragd](#) (Beryll mit einer Spur Chrom) beschreibt, sie jedoch für unterschiedliche Stoffe hält.^[25]

Der [Abbé R. J. Haüy](#) stellte bei Beryll und Smaragd nach Härte und Dichte die gleichen physikalischen Eigenschaften sowie die gleiche Kristallform fest und veranlasste daraufhin den französischen Chemiker [Louis-Nicolas Vauquelin](#) zu einer Untersuchung.^[26]

[Louis-Nicolas Vauquelin](#) (1763–1829)

Vauquelin bewies 1798, dass Beryll und Smaragd chemisch nahezu identisch sind. Er isolierte auch ein [Oxid](#) aus beiden Mineralen, das er *terre du béril* (Beryllerde) nannte; es war den bekannten [Aluminiumverbindungen](#) zwar ähnlich, aber doch deutlich verschieden von diesen. Bis dahin wurde Beryll nach den vorangegangenen Analysen von [T. Bergman](#),^[27] [F. C. Achard](#)^[28] [M. H. Klaproth](#)^[29] und [L. N. Vauquelin](#)^[30] für ein Calcium-Aluminiumsilicat gehalten. Dem neu entdeckten Stoff gaben die Herausgeber des Artikels von Vauquelin den Namen *Glucine*, wegen des süßen [Geschmacks](#) des Berylliumsalzes (griechisch γλυκύς *glykys*, 'süß').^[31] Namen wie *Glucinum* oder *Glucinium* wurden in Frankreich und einigen anderen Ländern noch bis ins 20. Jahrhundert verwendet, obgleich bereits [M. H. Klaproth](#) und [A. G. Ekeberg](#) 1802 darauf hinwiesen, dass süßer Geschmack durchaus keine

spezielle Eigenschaft der Salze des Berylliums ist, Salze des [Yttriums](#) ebenfalls süß schmecken, und daher die Bezeichnung *Beryllerde* vorzuziehen sei.^[32]

Die ersten Berichte über Versuche, das Element darzustellen, wurden 1809 von [H. Davy](#) und 1812 von [F. Stromeyer](#) veröffentlicht. Doch erst 1828 gelang es [Friedrich Wöhler](#) und kurz darauf [Antoine Bussy](#), das Element durch [Reduktion](#) des [Berylliumchlorids](#) mit [Kalium](#) darzustellen. Wöhler nannte das neue Element *Beryllium*.^[32] Das 1836 im Davidsonit (einer Beryll-Varietät^[33]) entdeckte Element, das von T. Richardson *Donium* und von H. S. Boase *Treenium* genannt wurde, stellte sich als Beryllium heraus.^[34] M. Awdejew nahm 1842 die ersten Bestimmungen des genauen Atomgewichtes vor. [Julius Weeren](#) (1854) und [Henry Debray](#) (1855) führten ebenfalls umfangreiche Untersuchungen des Metalls, seiner elementaren Eigenschaften und seiner Verbindungen durch. Auch [Charles Arad Joy](#) (1863) erforschte die Herstellung von Beryllverbindungen. Weiteren Kreisen wurde es wohl auf der Pariser Weltausstellung 1867 bekannt, wo erstmals eine größere Menge ausgestellt wurde.^[32]

Das chemische Symbol *Be* wurde 1814 von [J. J. Berzelius](#) eingeführt.^[35]

Große Fortschritte in der Chemie des Berylliums gelangen zwischen 1873 und 1885 durch [Albert Atterberg](#), [L. F. Nilson](#) und O. Pettersson. In diesen Jahren wurde auch über die [Valenz](#) des Berylliums und seine Position im Periodensystem intensiv diskutiert. Zahlreiche weitere Forscher trugen später ebenfalls zur Entwicklung der Chemie des Berylliums bei.^[36]

Reines Beryllium in kristalliner Form wurde erstmals 1899 von [Paul Marie Alfred Lebeau](#) durch [Schmelzflusselektrolyse](#) von [Natriumtetrafluoridoberyllat](#) ($\text{Na}_2[\text{BeF}_4]$) hergestellt. Nach dem Ersten Weltkrieg wurde Beryllium gleichzeitig von der [Siemens & Halske AG](#) (Alfred Stock und Hans Goldschmidt) in Deutschland und von der [Union Carbide and Carbon Corporation](#) (Hugh S. Cooper) in den Vereinigten Staaten produziert. Nach dem Zweiten Weltkrieg stellte in Amerika vor allem die Beryllium Corp. of America in Cleveland hochreines Beryllium her und in England erforschte das [National Physical Laboratory](#) das Element.^{[37][32]}

1945 wurde Beryllium zusammen mit dem [Alphastrahler Polonium](#) als [Neutronenquelle](#) in der [Atombombe Little Boy](#) eingesetzt, die [über Hiroshima abgeworfen](#) wurde.^[38]

Bis in die 1940er Jahre wurden Berylliumverbindungen als Bestandteil von [Leuchtstoffröhren](#) verwendet (zum Beispiel Zink-Mangan-Beryllium-Silikate), was aber beendet wurde, als immer mehr Fälle von [Berylliose](#) aufgedeckt wurden. Berylliose wurde 1946 auch anhand von Arbeitern dieser Industrie zuerst beschrieben.^[23]

Vorkommen

Im Sonnensystem stellt Beryllium unter den Elementen, die leichter als Eisen sind, das seltenste dar (siehe gelistete [Häufigkeiten im Sonnensystem](#)). In der [Erdhülle](#) steht es mit einem Massenanteil von 5,3 ppm an 48. Stelle der [Elementhäufigkeit](#). Es ist dabei in der oberen kontinentalen [Lithosphäre](#) stark angereichert, vergleicht man die Konzentrationen von 1,4 ppm in der unteren kontinentalen Kruste und 0,07 ppm im primitiven Mantel.

Beryllium ist ein typisch [lithophiles](#) Element. Es bildet eine charakteristische vierfache Koordination mit [Sauerstoff](#) im $[\text{BeO}_4]^{6-}$ -Komplex. Geochemisch wird es in sauren und in alkalischen [Magmen](#) während des magmatischen Differenzierungsprozesses angereichert. Bei einem sauren Magma wird es in der [pegmatitischen](#) und [hydrothermalen](#) Restphase konzentriert, während es bei einem alkalischen Magma in das Gitter mehrerer gesteinsbildender und zusätzlicher Mineralien durch [diadoche](#) Einfangtechnik eintritt, was seine Konzentration in der Restphase verhindert.^[39]

[Mineralien](#), die Beryllium als wesentlichen Bestandteil enthalten, scheinen relativ spät entstanden zu sein. In terrestrischen Gesteinen älter als etwa 3 Milliarden Jahre wurden solche nicht nachgewiesen, sie treten wohl erst rund 1,5 Milliarden Jahre nach der Entstehung der Erde auf. In außerirdischen Gesteinen wurden bislang keine berylliumhaltigen Minerale gefunden. Meteorite, wie [Chondrite](#), [Achondrite](#), steinige Eisen- und [Eisenmeteorite](#), enthalten Beryllium in Konzentrationen von 0 bis 400 ppb. Dabei werden in lokalen [Calcium-Aluminium-reichen Einschlüssen](#) (CAIs) bis zu 560 ppb erreicht, mit maximaler Konzentration in [Melilith](#) und Änderungsphasen von CAIs (649 ppb bzw.

≈ 1 ppm); die Affinität von Beryllium zu Melilith wird auf dessen strukturelle Ähnlichkeit mit [Gugiait](#) zurückgeführt.^[40] Konzentrationen unter 10 ppm reichen selten aus, um ein Mineral mit Beryllium als wesentlichem Bestandteil zu stabilisieren. Normalerweise ist eine weitere Anreicherung erforderlich, damit die häufigeren Berylliumminerale entstehen können, beispielsweise auf rund 70 ppm für einen *Beryll* in granitischen Pegmatiten.^[40]

Beryll

Bertrandit

Smaragd

Aquamarin

Das seltene Element Beryllium kommt auf der Erde in einer Reihe verschiedener [Mineralien](#) vor. Die mengenmäßig wichtigsten sind [Bertrandit](#) ($\text{Be}_4\text{Si}_2\text{O}_7(\text{OH})_2$) und Beryll ($\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$).^[41] Auch [Phenakit](#) kommt weltweit vor.^[42] Beryllium tritt in der Struktur von knapp 40 Mineralien als formelwirksamer Bestandteil und in gut 50 weiteren Mineralien als diadocher Bestandteil auf (einige Quellen geben sogar 112,^[40] die [International Mineralogical Association](#) 126^[43] (Stand Juli 2019) Mineralien mit Beryllium als wesentlichem Element an). Von den rund 40 eigentlichen Berylliumminerale sind 26 [Silikate](#) (z. B. Beryll, [Beryllith](#), Phenakit), welche die enge geochemische Ähnlichkeit des Komplexes $[\text{BeO}_4]^{6-}$ mit den Komplexen von $[\text{SiO}_4]^{4-}$ und $[\text{AlO}_4]^{5-}$ widerspiegeln.^[39] Daneben sind Oxide (z. B. [Bromellit](#), [Chrysoberyll](#)), Borate (z. B. [Hambergit](#), [Rhodizit](#)), Antimonate (z. B. [Swedenborgit](#)), Phosphate (z. B. [Beryllonit](#), [Hurlbutit](#)) sowie das bisher einzige bekannte Carbonat [Niveolanit](#) bekannt.^[26] Beryll kommt in heterogenen zonierten Pegmatiten vor, Bertrandit stammt aus nicht-pegmatitischen Quellen.^[39]

Die schönsten und wertvollsten berylliumhaltigen Mineralien sind unter anderem die [Beryll-Varietäten](#) [Aquamarin](#), [Smaragd](#) und weitere „Berylle“, Chrysoberyll und dessen [Varietät Alexandrit](#) sowie [Euklas](#), Phenakit und [Tugtupit](#), die überwiegend als [Schmucksteine](#) verwendet werden. Beryllium-[Lagerstätten](#) finden sich bevorzugt im Äquatorialgürtel. In der Leckbachrinne im [Habachtal](#) (Hohe Tauern) südlich von [Bramberg](#) in Österreich wurde bis vor wenigen Jahren Smaragd gewonnen (siehe auch [Smaragdbergwerk Habachtal](#)). In den USA werden niedrighaltige Lagerstätten von [Berylliumoxid](#)-Erz in der [Nevada](#)-Wüste abgebaut. Die geschätzten Vorräte an förderbarem Beryllium liegen weltweit bei etwa 80.000 Tonnen.^[41] Etwa 65 Prozent der Lagerstätten befinden sich in den USA (hauptsächlich in Form von Bertrandit im Gebiet der [Spor Mountain](#) in Utah^[44]) und der Rest in Lagerstätten von Beryll in anderen Ländern. Abgebaut werden diese in [Russland](#), [Kanada](#), [Brasilien](#), [China](#), [Madagaskar](#), [Mosambik](#) und [Portugal](#).^[45]

Beryllium kommt in Spuren in vielen Stoffen vor.^[46]

Stoff	Berylliumgehalt ^[47]
Kohle	1,8–2,2 mg/kg
Kohlenasche	46 mg/kg
Kaminemissionen aus Kohlekraftwerken	0,8 µg/m ³
Zigaretten	bis 0,74 µg pro Zigarette
Düngemittel	< 200–13.500 µg/kg
US-Trinkwasser	0,5 µg/l
Luft (US-Durchschnitt)	< 3 · 10 ⁻⁵ µg/m ³
Nierenbohnen	2200 µg/kg
Knäckebrot	112 µg/kg
Gartenerbsen	109 µg/kg

Herstellung

Das wichtigste Ausgangsmaterial für die Darstellung von Berylliumsalzen als Ausgangsstoff zur Herstellung von Beryllium ist der Beryll, der neben dem durch die Formel gegebenen Aluminiumgehalt

meist noch [Eisen](#) enthält. Neben dem eigentlichen Aufschluss ist daher die Trennung des Berylliums vom Aluminium und Eisen von Bedeutung. Der Aufschluss erfolgt entweder mittels alkalischer [Flussmittel](#)^[26]

oder mittels [Fluoriden](#) oder Silicofluoriden.^[26]

Berylliumerz

Außer dem Beryll werden noch Gadolinit und [Leukophan](#) als Ausgangsmaterial für Berylliumsalze mit Aufschluss durch zum Beispiel [Schwefelsäure](#) oder [Königswasser](#) benutzt.^[32]

Das entstehende Berylliumhydroxid wird mit [Ammoniumbifluorid](#) unter Bildung von [Ammoniumfluoroberyllat](#) umgesetzt, das wiederum bei erhöhten Temperaturen (> 125 °C) zu Berylliumfluorid und flüchtigem [Ammoniumfluorid](#) zersetzt wird.^[26] Zur Erzeugung von Berylliumchlorid führt man Berylliumhydroxid durch Erhitzen in [Berylliumoxid](#) über, das bei 800 °C mit [Kohlenstoff](#) und [Chlor](#) unter Bildung des gewünschten wasserfreien Berylliumchlorid reagiert.^[19]

Elementares Beryllium wird durch Reduktion von [Berylliumfluorid](#) mit [Magnesium](#) bei 1300 °C hergestellt.^[19] Die Reaktion beginnt schon bei niedrigen Temperaturen, jedoch nimmt über 850 °C die Reaktionsgeschwindigkeit zu, nachdem sowohl Magnesium als auch Berylliumfluoride geschmolzen sind.^[26]

Die Herstellung hochreinen, metallischen Berylliums erfolgt durch [Schmelzflusselektrolyse](#) von Berylliumchlorid mit [Lithiumchlorid](#) bei 500 °C oder [Natriumchlorid](#) bei 350 °C oder Berylliumfluorid mit [Lithiumfluorid](#) oder [Kaliumfluorid](#) bei 500 °C.^[26]

Beryllium scheidet sich an der Kathode in Form eines feinen Berylliumpulvers ab, das von Zeit zu Zeit mit der Kathode aus der Schmelze gehoben sowie abgestreift und – nach Befreiung von anhaftendem Salz (Waschen mit Wasser) – durch Sintern bei 1150 °C in kompakte Stücke verwandelt wird.^[19]

Die Weltjahresproduktion an Beryllium-Metall betrug 2018 etwa 230 t. Die bisher nachgewiesenen weltweiten Reserven belaufen sich auf über 100.000 t.^[44] Der Preis für Beryllium als voll bearbeitete Luft- und Raumfahrtkomponente liegt zwischen 300 und 1500 €/kg.^[48] Als Handelsprodukt in Form von Drähten oder Folien aus reinem Beryllium (> 99,5 % Berylliumgehalt) auch deutlich teurer (> 10.000 €/g.^[49])

Eigenschaften

Physikalische Eigenschaften

Beryllium, kristallines Bruchstück

[Kristallines](#) Beryllium ist von stahlgrauer Farbe, wobei gut ausgebildete Kristallflächen oft einen helleren Farbton zeigen. Die Mohs-Härte des Metalls liegt zwischen 6 und 7. Es ist diamagnetisch und bei normalen Temperaturen außerordentlich spröde und zerspringt leicht bei Schlagbeanspruchung. Bei höheren Temperaturen ist es verhältnismäßig duktil, jedoch ist eine Bearbeitung bei diesen Temperaturen wegen der sehr hohen Affinität des Metalls zum Sauerstoff sehr schwierig und kann

ohne Materialverlust nur in einer Wasserstoff-Atmosphäre oder im Vakuum vorgenommen werden.^[32] Das spröde Verhalten hängt von verschiedenen Faktoren ab, wie Temperatur, Korngröße, Reinheit (vor allem dem Berylliumoxidgehalt) und vom Verarbeitungsprozess. So ist sehr feinkörniges und hochreines (99,999 %) Beryllium bei normalen Temperaturen plastisch verformbar. Beryllium mit technischer Reinheit ist bei Temperaturen über 500 °C verformbar.^[50]

Beryllium besitzt für ein [Leichtmetall](#) einen bemerkenswert hohen [Schmelzpunkt](#). Neben der sehr hohen [spezifischen Wärmekapazität](#) von 1,825 kJ/(kg·K)^{[51][52]} besitzt es einen um ein Drittel höheren [Elastizitätsmodul](#) als [Stahl](#) (Elastizitätsmodul 303 GPa, [Schubmodul](#) 135 GPa, [Kompressionsmodul](#) 110 GPa).^[26] Die molare Wärmekapazität ist mit 16,45 J/(mol·K) jedoch deutlich kleiner als die der meisten anderen Metalle. Auch die Schwingungs[dämpfung](#) ist sehr hoch. Im sichtbaren Licht und nahen Ultraviolett reflektiert es etwa 50 %, im Infrarotbereich bei einer Wellenlänge von 10,6 µm etwa 98 %. Die Schallgeschwindigkeit in Beryllium ist 2,5 Mal höher als die von Stahl, der Wärmeausdehnungskoeffizient liegt bei Raumtemperatur etwa bei $11 \cdot 10^{-6}$ pro K.^[26] Da es nur vier Elektronen pro Atom hat, ist die Wechselwirkung mit [Röntgenstrahlung](#) sehr gering. Es ist somit sehr durchlässig für Röntgenstrahlung und wird in Röntgenröhren als Austrittsfenster benutzt. Alphastrahlung kann aus Beryllium [Neutronen](#) freisetzen:

Kristallstruktur von α -Beryllium mit den [Gitterparametern](#) $a = 0,2285$ nm und $c = 0,3585$ nm. Außer auf den Ecken sind noch Atome auf $(1/3, 2/3, 1/4)$ und $(2/3, 1/3, 3/4)$ der Kantenlängen zu finden.^[26]

Beryllium [kristallisiert](#) normalerweise in einer [hexagonal-dichtesten Packung](#), genannt α -Beryllium in der [Raumgruppe](#) $P6_3/mmc$ (Nr. 194), im Gegensatz zu β -Beryllium mit einer [kubisch raumzentrierten](#) Form, die zwischen 1250 °C und ihrem Schmelzpunkt von 1287 °C stabil ist.^[26]

Beryllium hat eine außerordentlich niedrige [Poissonzahl](#) von $\mu = 0,032$, weist also im Zugversuch eine sehr geringe Querkontraktion auf, während andere Element-Metalle Werte von $\mu = 0,21$ ([Chrom](#)) bis 0,44 oder 0,45 ([Gold](#), [Blei](#); [Thallium](#)) aufweisen.^[53] Das bedeutet, dass eine Berylliumzugprobe im einachsigen Zugversuch kaum einschnürt, also ihren Querschnitt fast konstant beibehält.

Chemische Eigenschaften

Beryllium gehört zu den selteneren Metallen, das in [Salzen](#) sowohl kationisch (Berylliumsilicate) wie anionisch (Beryllate) vorkommt.^[19]

Beryllium und seine Verbindungen ähneln durch ihre ausgeprägte [Schrägbeziehung im Periodensystem](#) in vieler Hinsicht dem Aluminium und dessen Verbindungen. Bei Raumtemperatur ist Beryllium an trockener Luft beständig und bleibt blank, da sich eine [passivierende](#) Oxidschicht bildet. Erst beim Erhitzen in Pulverform verbrennt es unter heller Feuererscheinung zu Berylliumoxid und Berylliumnitrid. Die Oxidschicht widersteht auch dem Angriff kalter oxidierende Säuren, z. B. konzentrierter [Salpetersäure](#) bis zu einer Konzentration von 6 M. Verunreinigungen mit [Halogenid-](#) und [Sulfationen](#) fördern die Lösung. In verdünnten nichtoxidierenden Säuren (z. B. [Salzsäure](#), [Schwefelsäure](#) und [Ammoniumhydrogendifluorid](#)) löst es sich entsprechend seinem stark negativen [Normalpotential](#) ($-1,847$ V) lebhaft unter Wasserstoffentwicklung.^{[26][19]}

[Laugen](#) greifen Beryllium unter Bildung von Beryllaten an.^[26]

An feuchter Luft überzieht es sich mit einer Schicht aus [Hydroxid](#), die sich beim Kontakt mit Wasser ausbildet. Bei höheren Temperaturen ist die Korrosionsbeständigkeit in Wasser abhängig von den Verunreinigungen des Metalls sowie des Korrosionsmediums, zusätzlich besteht die Gefahr der [Lochfraßkorrosion](#). In reiner Form wird es durch Wasser selbst bei Rotglut nicht angegriffen.^[19] In heißen Gasen wie Luft, [Sauerstoff](#), [Stickstoff](#) und [Kohlenstoffdioxid](#) tritt merkliche Korrosion erst oberhalb von 600 °C ein.

Im Unterschied zu den übrigen Elementen der II. Hauptgruppe löst sich Beryllium, vor allem bei Erwärmung, auch in wässrigen [Alkalilaugen](#) unter Bildung von Beryllaten. Mit den [Halogenen](#) reagiert es bei Erhitzung unter Bildung von Halogeniden BeX_2 .^[19]

Nur wenige Elemente bilden substantielle feste Lösungen im Beryllium, und zwar [Kupfer](#), Nickel, [Cobalt](#) und in geringerem Maße [Eisen](#). [Silber](#) hat eine begrenzte feste Löslichkeit in Beryllium. Die meisten Festlösungslegierungen sind wesentlich härter als das gereinigte Metall, d. h. Metall, aus dem mikrolegierungsartige Verunreinigungen entfernt wurden. Beryllium bildet viele [intermetallische Verbindungen](#) (zum Beispiel mit [Titan](#)), die oft eine wichtige Rolle sowohl bei Studien zur Legierungsentwicklung als auch bei der Herstellung von Beryllium-[Verbundwerkstoffen](#) spielen. [Aluminium](#) ist ein wichtiger Legierungszusatz, der keine intermetallische Verbindung mit Beryllium bildet. Auch weist Aluminium keine signifikante Feststofflöslichkeit in Beryllium und Beryllium in Aluminium auf, sodass Beryllium-Aluminium-Legierungen als Mischungen der beiden im Wesentlichen reinen Metalle erscheinen.^[26]

Isotope

Es sind insgesamt 11 [Isotope](#) zwischen ^5Be und ^{16}Be des Berylliums bekannt. Von diesen ist nur eines, das Isotop ^9Be , stabil. Damit ist Beryllium eines von 22 [Reinelementen](#). Die langlebigsten instabilen Isotope sind ^7Be , das mit einer [Halbwertszeit](#) von 53,22 Tagen unter [Elektroneneinfang](#) in ^7Li übergeht und ^{10}Be , das mit einer Halbwertszeit von 1,51 Millionen Jahren unter [Betazerfall](#) zu ^{10}B zerfällt.^[54] Beide Isotope sind [kosmogen](#).^{[55][56]} Alle anderen Isotope haben nur kurze Halbwertszeiten von Sekunden oder Millisekunden.

Beim Einsatz in Kernreaktoren entstehen durch [Neutroneneinfang](#) und die folgenden Kernreaktionen gasförmige Produkte.^[26]

Der Nachweis von ^{10}Be wird zum Beispiel in der Geologie und Klimaforschung verwendet – in der Geologie zum Beispiel bei der [Datierung](#) der Offenlegung von Gestein. Damit lässt sich zum Beispiel der Rückzug von Gletschern datieren.^[57] Die Konzentration von ^{10}Be zeigt eine Korrelation mit der die Erde erreichenden kosmischen Strahlung. ^{10}Be entsteht bei Reaktionen schneller Nukleonen aus der Höhenstrahlung mit Stickstoff und Sauerstoff der Luft. Die so entstandenen [Spallationsprodukte](#) adsorbieren an den [Aerosolen](#) der oberen Atmosphäre, die schließlich mit dem Regen auf die Erdoberfläche transportiert werden, wo sie sich mit dem stabilen ^9Be vermischen.^[58] Die Höhenstrahlung und damit die Entstehungsrate von ^{10}Be hängen von der Stärke des Erdmagnetfeldes und der Sonnenaktivität ab (hohe Be-Konzentration bei geringer Sonnenaktivität). Da es sich bevorzugt auf Aerosoloberflächen niederschlägt, korrelieren hohe Berylliumkonzentrationen auch mit hohen Aerosolkonzentrationen in der Luft.^{[59][58]} Hohe Konzentrationen treten in Warmzeiten, geringe in Kaltzeiten auf.^[60] Da ^{10}Be zusammen mit den übrigen Gasen der Atmosphäre in [Eisbohrkernen](#) eingeschlossen wird, kann durch Analyse dieser Einschlüsse über viele Jahrtausende der Zusammenhang zwischen Sonnenaktivität und globalem Temperaturverlauf analysiert werden.^[61]

Das extrem kurzlebige Isotop ^8Be (Halbwertszeit etwa 10^{-17} Sekunden) spielt eine wichtige Rolle in der [Nukleosynthese](#), der Entstehung der chemischen Elemente in Gestirnen.^[62]

An dem kurzlebigen Isotop ^{11}Be wurde 2008 eine [kernphysikalisch](#) interessante Besonderheit nachgewiesen: Sein Atomkern besteht aus einem relativ kompakten Rumpfkern und einem einzelnen, locker gebundenen Neutron, das diesen als [Halo](#) umgibt.^[63]

Siehe auch: [Liste der Isotope \(Beryllium\)](#)

Verwendung

Der größte Teil (> 85 %) des weltweit hergestellten Berylliums wird für die Herstellung verschiedener Berylliumlegierungen (Berylliumgehalt weniger als 60 %) verwendet. Etwa 10 % werden für Produkte aus reinem Beryllium und Legierungen mit mehr als 60 % Berylliumgehalt eingesetzt. Das restliche Beryllium findet seinen Einsatz hauptsächlich in Berylliumoxidkeramiken.^[48]

Gemessen am Wertschöpfungsumsatz wurden rund 22 % der Berylliumprodukte in Industriekomponenten, 21 % in der Unterhaltungselektronik, 16 % in der Automobilelektronik, 9 % in Verteidigungsanwendungen, 8 % in der Telekommunikationsinfrastruktur, 7 % in Energieanwendungen, 1 % in medizinischen Anwendungen und 16 % in anderen Anwendungen eingesetzt.^[44]

Beryllium

Trotz der herausragenden Eigenschaften des Berylliums ist es wegen seines hohen Preises und seiner Gesundheitsgefährdung nur für wenige Anwendungen im Einsatz.^[64]

[Halbzeuge](#) und Rohteile aus Berylliummetall werden vielfach als [Sinterprodukte](#) pulvermetallurgisch in [HIP](#)- und CIP-Verfahren hergestellt ([heiß- und kaltisostatisches Pressen](#)). Gussteile aus Beryllium finden wegen der [anisotropen](#) Eigenschaften und anderer Merkmale, wie Grobkörnigkeit, keine technische Verwendung.

Beryllium wird als Material für „Fenster“ von [Röntgenröhren](#) sowie Röntgen- und [Gammastrahlungsdetektoren](#) eingesetzt, wegen der Durchlässigkeit für diese Strahlen, insbesondere für die weichen (niederenergetischen) Anteile. Es wird eingesetzt für [Moderatoren](#) und [Neutronenreflektoren](#) in [Kernreaktoren](#) und [Kernwaffen](#), als [Neutronenquellen](#) (zusammen mit einem Alphastrahler), in Kernfusionsanlagen wie JET ([Joint European Torus](#)) wegen des hohen Schmelzpunktes und der kleinen Ordnungszahl als Plasmabegrenzung ([englisch limiter](#)) sowie als Spiegelmaterial speziell für Weltraumteleskope wegen des geringen Gewichts und niedrigen [Wärmeausdehnungskoeffizienten](#),^{[65][66]} beispielsweise beim [James-Webb-Weltraumteleskop](#).^[67]

Beryllium ist auch zur Neutronenvermehrung im Brutmantel ([Blanket](#)) zukünftiger [Fusionsreaktoren](#) mittels der (n,2n)-[Kernreaktion](#)

vorgesehen.^[68] Die Kombination aus hoher Neutronenmultiplikation, geringer Absorption und wirksamer Streuung bietet hierfür sehr günstige Eigenschaften.^[26]

In der [European Synchrotron Radiation Facility](#) wird Beryllium als Material für [refraktive Linsen für Röntgenstrahlung](#) (Compound Refractive Lenses, CRL)^[69] bis zu einer Energie von 40 keV verwendet.^[70]

Beryllium findet bei Teilchenbeschleunigern wie dem [Large Hadron Collider](#) Verwendung als Baumaterial für vakuumdichte Röhren in den Detektoren, da Beryllium durchfliegende Teilchen schwächer streut als andere Materialien.^[71]

Ein wassergekühlter mit Kupfer ummantelter Berylliumblock dient, mit Protonen aus einem Beschleuniger bestrahlt, als Neutronenquelle zur Krebstherapie

Aufgrund seines Gewicht und seiner hohen [Wärmekapazität](#) wurde Beryllium in Bremsscheiben und anderen Teilen des [Space Shuttles](#) (Fensterbefestigungen und anderen thermisch und mechanisch hochbelasteten Teilen) eingesetzt.^[72] Auch Rotoren in [Kreiselkompassen](#), bewegliche [Spiegel](#) in optischen Systemen, Antriebssysteme in [Magnetbandgeräten](#) werden aus dem Metall hergestellt. Hochtöner von High-End-[Lautsprechern](#) werden aus Beryllium-Metall (von 1974 bis 1997 in der [Yamaha Corporation](#)^[73]), als Kalottenmembran für ultrahohe Töne und inzwischen erfolgreich für High-End-Hochtonkalotten in Serienproduktion ([FOCAL](#) TBe-Linie,^[74] [Koaxiallautsprecher](#) mit Kalotten-Hochtönern und Konus-Mitteltönern aus Beryllium (TAD Labs)^[75] eingesetzt.

Beryllium wird zudem für den Motorsport (z. B. [Porsche 906](#)) eingesetzt. [Mercedes-Ilmor](#), Lieferant des [McLaren](#)-Formel-1-Teams, verwendete diesen Werkstoff beim Motorenbau. Der Werkstoff wurde nach einem Protest von [Ferrari](#) 2001 verboten. Als Begründung wurde genannt, dass der Werkstoff bei der Bearbeitung gesundheitsschädlich ist.^[76]

Da Beryllium in Sternen durch die Energieerzeugungsprozesse zum großen Teil in andere Elemente umgewandelt wird, eignet es sich als Marker für die Bestimmung des Alter von Sternen.^[77]

Berylliumlegierungen

Beryllium dient als Konstruktionswerkstoff in [Legierungen mit Aluminium](#) für beanspruchte und sehr leichte Produkte in der Flugzeug- und Weltraumtechnik. *Beralcast* (früher *Lockalloy*) und *AlBeMet-AM162* (62 % Be, 38 % Al) sind Markennamen für Feinpulver, aus denen die Bauteile durch [heißisostatisches Pressen](#) hergestellt werden.^[64] 70 bis 80 % des weltweit hergestellten Berylliums wird als Legierungsbestandteil in [Berylliumkupfer](#) (CuBe, CuCoBe) eingesetzt.^[78] Daraus werden unter anderem funkenfreie, nichtmagnetische Werkzeuge hergestellt, die in explosionsgefährdeten Bereichen eingesetzt werden können. Kontakt- und Federwerkstoffe aus Berylliumkupfer zeichnen sich durch große Härte, [Elastizität](#), [Zugfestigkeit](#), [Ermüdungsfestigkeit](#), [Korrosionsbeständigkeit](#), Nichtmagnetisierbarkeit sowie gute elektrische und thermische [Leitfähigkeit](#) aus.^[64] Berylliumkupfer kann daher für Kontaktfedern oder andere stromübertragende Federn,^[19] z. B. in [Drehspulmesswerken](#) oder an [Kohlebürsten](#), eingesetzt werden, ebenso für nichtmagnetisierbare Werkzeuge zum Einsatz in starken Magnetfeldern, beispielsweise zu Arbeiten an [MRT-Geräten](#). Zu finden ist Berylliumkupfer in Präzisionssockeln für [ICs](#) sowie als Material für die Dosen von [Dosenbarometern](#) aufgrund der hohen Elastizität.^[64] Daneben wird es in Relaiskontaktfedern^[79] eingesetzt, dient in Hohl[bananensteckern](#) als Kontaktfederndmaterial,^[80] wird als Material für Ventilführungen und Ventilsitze im Motorenbau ([Verbrennungsmotoren](#))^[81] und als CuBe- und CuCoBe-[Elektroden](#) für das [Punktschweißen](#) und für Kunststoffspritzdüsen eingesetzt.^[64] CuBe kann auch als Material für [Dynoden](#) von [Photoelektronenvervielfachern](#) (unter anderem mit Berylliumoxid als Beschichtungsmaterial)^[82] verwendet werden.^[83]

Weiterhin dient Beryllium als Legierungsbestandteil mit Anteilen von etwa 0,0001–0,1 Gew.-% zur Verbesserung der Festigkeit und des Dehnungsverhaltens von Feindrähten („[Bonddrähten](#)“) aus [Gold](#), die in der [Halbleiterindustrie](#) zum Kontaktieren von Bauelementen auf einem [Verdrahtungsträger](#) genutzt werden.^[84]

Einige Uhrenfedern bestehen aus [Eisen-Nickel](#)-Beryllium, NiBe.^[19]

Nickel-Beryllium-Legierungen werden für temperaturbelastete Verbindungselemente wie [Thermostatschalter](#)^[85] und Nickel-Beryllium-Werkzeuge wegen der Anti-Klebneigung für sekundäre [Bor-Silikat-Gläser](#)^[85] und optische [Gleitsichtgläser](#) eingesetzt.^[64]

Nachweis

Neben [atomspektroskopischen](#) Methoden kann Beryllium auch nasschemisch nachgewiesen werden. Dabei wird Beryllium als Berylliumhydroxid (durch Fällung mit [Ammoniak](#)) bestimmt, nachdem störende Ionen mit [Chinolin-8-ol](#) entfernt oder durch [Ethylendiamintetraessigsäure](#) maskiert worden sind. Zur photometrischen Bestimmung eignen sich Komplexe mit [Pentan-2,4-dion](#), Morin, [Thorin](#), [Aluminon](#), [Chromazurol](#) und Chinalizarin.^[78]

- Mit [Chinalizarin](#) bildet sich in alkalischer Lösung ein schwerlöslicher blauer Komplex. Zur Unterscheidung von einer ähnlich aussehenden Magnesiumverbindung wird der Berylliumkomplex in Gegenwart von [NaOH](#) durch [Bromwasser](#) zerstört, während der Mg-Komplex eine Zeit beständig ist. In Gegenwart von [Ammoniak](#) bleibt der Berylliumkomplex bei Zugabe von Bromwasser stabil, während der Mg-Komplex schnell zerstört wird.^[86]
- In alkalischer Lösung bilden Be(II)-Salze mit [Morin](#) einen [fluoreszierenden](#) Farblack. Unter diesen Bedingungen fluoresziert die analoge Aluminiumverbindung nicht. Säuert man leicht an, verschwindet die Fluoreszenz der Be-Verbindung, während die Al-Verbindung fluoresziert.^[87]

Zu den gebräuchlichen analytischen Techniken gehören die induktiv gekoppelte Plasma-[Atomemissionsspektroskopie](#) (ICP-AES), die [induktiv gekoppelte Plasma-Massenspektroskopie](#) (ICP-MS) und die [Atomabsorptionsspektroskopie](#) (AAS). Darüber hinaus wurde eine molekulare Fluoreszenzmethode für Beryllium entwickelt, die eine mit ICP-MS vergleichbare Empfindlichkeit aufweist. Daneben wurde eine Vielzahl alternativer Techniken erprobt. Dazu gehören die [laserinduzierte Durchbruchsspektroskopie](#) (LIBS), die mikrowelleninduzierte Plasmaspektroskopie (MIPS), die [Aerosol-Laufzeit-Massenspektroskopie](#) (TOFMS) und die oberflächenverstärkte [Ramanspektroskopie](#). Im Allgemeinen erfordern diese Techniken eine deutlich geringere Probenvorbereitung. Aufgrund von Problemen mit mangelnder Präzision bei niedrigeren Analytenwerten und der unzureichenden Fähigkeit, Oberflächenwischtücher zu verarbeiten, haben sich diese Methoden jedoch nicht durchgesetzt.^[46]

Toxikologie

Berylliumstücke

Beryllium und Berylliumverbindungen können Ursache eines allergischen [Kontaktekzems](#) sein. Sie können an Haut bzw. Lunge zu einer granulomatösen Hautreaktion bzw. granulomatösen Erkrankung mit immunologischer Genese führen. Diese beruht, im Unterschied zu den meisten anderen bekannten allergischen Reaktionen an den Atemwegen, sehr wahrscheinlich auf einer zellvermittelten immunologischen Reaktion vom Spättyp.^[23] Bei der Inhalation von Beryllium oder dessen Verbindungen entsteht durch die Wirkung der [Makrophagen](#) primär lösliches Berylliumoxid, das zirkuliert ([Hapten](#)), die Struktur körpereigener Proteine verändert und bei entsprechender [genetischer Disposition](#) als ein [Allergen](#) wirkt.^[88] Aktuelle Studien weisen darauf hin, dass Beryllium nicht im eigentlichen Sinne akut toxisch ist, sondern die Auswirkungen eine Folge einer überschießenden allergischen Reaktion sind. Auch die krebserregende Wirkung ist nicht eindeutig nachgewiesen.^[89]

Lösliche Berylliumverbindungen können aufgrund der Reizwirkung zu einer ausgeprägten, schlecht heilenden [Dermatitis](#) führen. Gelangen Berylliumsalzlösungen oder ungelöste Partikel infolge Verletzungen oder bei geschädigter Hautbarriere in die Haut, können [Ulcera](#) oder [Nekrosen](#) die Folge sein. Bis zur Mitte des 20. Jahrhunderts wurde aus Betrieben zur Berylliumgewinnung oder aus Beryllium verarbeitenden Betrieben häufiger über ein allergisches Kontaktekzem durch Berylliumsalze und seltener durch Berylliumoxid und Beryllium berichtet. In dieser Zeit waren vor allem berufliche Schnittverletzungen durch Leuchtstoffröhren, die z. B. Zink-Mangan-Beryllium-Silikate enthielten, für keloid-artige, schlecht heilende oder vernarbende Granulome durch in die Haut gelangte Berylliumsalze oder Berylliumoxid verantwortlich.^[23]

Die Wirkung von Beryllium akkumuliert sich im menschlichen Körper und führt nach jahrelanger [Latenzzeit](#) zu schweren Erkrankungen. Gefährlich ist vor allem inhaliertes Beryllium oder inhalierte Berylliumsalze – insbesondere Berylliumfluorid oder Berylliumoxid in hoher Konzentration. Dies kann zu einer akuten Entzündung des Atemtraktes im Sinne einer [Tracheobronchitis](#) und [Pneumonitis](#) führen, in schweren Fällen zu einem [Lungenödem](#). Außer in besonders schweren Fällen ist die Symptomatik mit [Dyspnoe](#), Husten und Brustschmerz zumeist vollständig reversibel. Diese Erkrankungsform wurde zuerst bei Beschäftigten in der Gewinnung und Anreicherung von Beryllium bzw. Berylliumverbindungen aus berylliumhaltigen Erzen beobachtet. Nach einer Latenzzeit von bis zu 5 Jahren und mehr (in Einzelfällen bis zu 30 Jahren) kam es bei einem kleinen Teil der Betroffenen auch zu einer chronischen Lungenerkrankung ([Berylliose](#)). Diese tritt in der Regel als Folge einer chronischen Exposition gegen niedrige Beryllium-Konzentrationen auf. Die Krankheit kann durch einen [Lymphozytentransformationstest](#) nachgewiesen werden.^[23]

Hierbei kommt es in der Lunge zur Bildung charakteristischer [Epitheloidzellgranulome](#).^[88] Verschlucktes Beryllium ist relativ ungefährlich, da es überwiegend wieder ausgeschieden wird.^[26]

Sicherheitshinweise

Beryllium wurde 2013 von der EU gemäß der [Verordnung \(EG\) Nr. 1907/2006](#) (REACH) im Rahmen der [Stoffbewertung](#) in den fortlaufenden Aktionsplan der Gemeinschaft ([CoRAP](#)) aufgenommen. Hierbei werden die Auswirkungen des [Stoffs](#) auf die menschliche Gesundheit bzw. die Umwelt neu bewertet und ggf. Folgemaßnahmen eingeleitet. Ursächlich für die Aufnahme von Beryllium waren die Besorgnisse bezüglich anderer Exposition / [risikobasierter](#) Bedenken. Die Neubewertung fand ab

2013 statt und wurde von [Deutschland](#) durchgeführt.^[90] Anschließend wurde ein Abschlussbericht veröffentlicht, in dem festgestellt wurde, dass Beryllium aufgrund seiner Einstufung als [krebserzeugend Kategorie 1B](#) und [STOT RE1](#) (Berylliose) die Anforderungen für [SVHC](#)-Substanzen (Substances of Very High Concern) erfüllt und entsprechend eingestuft werden sollte.^[91]

Berylliumhaltige Legierungen – in fester Form und wie sie in den Endprodukten enthalten sind – weisen keine besonderen gesundheitlichen Risiken auf. Allerdings entstehen bei einigen Herstellungs-, Verarbeitungs- und Recyclingverfahren schwebende Partikel (Staub, Nebel oder Rauch) deren Einatmen zu ernsthaften Lungenerkrankungen führen kann. Bei der Berylliumverarbeitung ist deshalb Absaugung und Abkapselung bei der Spanabnahme unbedingt erforderlich.^[92] Bei der Zerstörung berylliumoxidhaltiger elektronischer Bauteile kann Berylliumoxid freigesetzt werden, sie müssen daher entsprechend gekennzeichnet sein, was aber, insbesondere bei älteren Bauteilen, oft nicht der Fall ist.

Verbindungen

Beryllium hat in seinen Verbindungen mit [elektronegativen](#) Bindungspartnern praktisch ausschließlich die [Oxidationsstufe +2](#). Die Oxidationsstufe +1 besitzt es als Ausnahme zum Beispiel in dem bei sehr hoher Temperatur durch Reaktion von Beryllium mit Berylliumchlorid zugänglichen und bei Raumtemperatur zersetzungsanfälligen [Berylliummonochlorid](#).^[19]

Das Berylliumkation Be^{2+} ist in der Erdalkaligruppe das am stärksten polarisierende [Ion](#), sodass die Bindungen mit Beryllium ausgesprochen [kovalent](#) sind. Deswegen bildet Beryllium keine Verbindungen BeX_2 (X = elektronegativer Rest) mit vorwiegend ionischem Bindungscharakter. Wie die kovalenten [Borverbindungen](#) gehören auch die kovalenten Berylliumverbindungen zu den elektronenungesättigten Verbindungen, die bei einwertigen Gruppen X zu Molekülen BeX_2 führen, in denen dem Beryllium nur ein Elektronenquartett zukommt. Ähnlich wie das Bor, wenn auch weniger ausgeprägt, kann auch das Beryllium dieses Defizit an Elektronen durch Adduktbildung, durch $p\pi-p\pi$ -Bindungen und durch [Dreizentrenbindungen](#) beseitigen.^[19]

Die wichtigste Koordinationszahl des Berylliums ist vier, wobei es in der Regel als Tetraeder wie in Berylliumchlorid, aber auch quadratisch-planar wie in Berylliumphthalocyanin vorliegt. In Verbindungen BeX_2 mit sperrigen Substituenten X oder im gasförmigen Zustand tritt Beryllium in seinen Verbindungen auch mit der Koordinationszahl drei (trigonal-planar), zwei (linear, wie in gasförmigem Berylliumchlorid) und eins (Berylliumoxid in der Gasphase) auf. In Ausnahmefällen beobachtet man darüber hinaus höhere Koordinationszahlen wie sechs oder sieben.^[19]

Sauerstoffverbindungen

Beim gesamten kommerziellen Volumen ist Berylliumhydroxid die wichtigste Berylliumverbindung. Sie fällt bei der Versetzung von Berylliumsalzlösungen mit [Basen](#) aus.^[19] Sie entsteht als Produkt der Extraktionsverfahren für Beryll- und Bertranderze und wird als Zwischenprodukt für die Herstellung metallischen Berylliums, von Berylliumoxid und berylliumhaltiger Legierungen als Handelsprodukte eingesetzt. Berylliumhydroxid ist die wichtigste Verbindung zur Herstellung hochreinen Berylliumoxids, das aufgrund der keramischen Eigenschaften gesinterten Berylliumoxids für die Herstellung oder den Schutz von Materialien, die bei hohen Temperaturen in korrosiven Umgebungen eingesetzt werden, verwendet wird – so in [Lasern](#) und Elektronik, der Raumfahrt und Nukleartechnik.^[93]

Prozesse für die Herstellung von Berylliummetall und für das [Legieren](#) mit [Kupfer](#) oder/und [Nickel](#) verwenden [Berylliumhydroxid](#) und Berylliumoxid als Ausgangsstoff.^[64] Berylliumoxid selbst wird als gut wärmeleitender [Isolator](#) für Hochfrequenz-[Leistungstransistoren](#), -[Zirkulatoren](#) und -Hochlastwiderstände. Wegen der Giftigkeit wird Berylliumoxid, wenn möglich, durch [Aluminiumoxid](#), [Bornitrid](#) oder [Aluminiumnitrid](#) ersetzt.

Halogenverbindungen

Die farblosen Berylliumdihalogenide BeX_2 ($X = \text{F, Cl, Br, I}$) können zum Beispiel direkt aus den Elementen oder durch Reaktion von HX mit Beryllium bzw. von X_2 mit Berylliumoxid in Anwesenheit von [Kohlenstoff](#) dargestellt werden.^[19] Berylliumfluorid wird in der Nukleartechnik und als Zwischenprodukt bei der Herstellung reinen Berylliums eingesetzt.^[93]

Wasserstoffverbindungen

Das weiße, nichtflüchtige, hochpolymere [Berylliumhydrid](#) BeH_2 (Beryllan) kann durch Umsetzung von [Dimethylberyllium](#) mit [Diboran](#) dargestellt werden. Mit [Trimethylamin](#) und [Dimethylamin](#) bildet Berylliumdihydrid Amide wie zum Beispiel das trimere [Berylliumdiamid](#). Das farblose, an Luft entflammende, explosionsartig mit Wasser reagierende [Berylliumboranat](#) kann aus Berylliumchlorid und [Lithiumborhydrid](#) gewonnen werden.^[19]

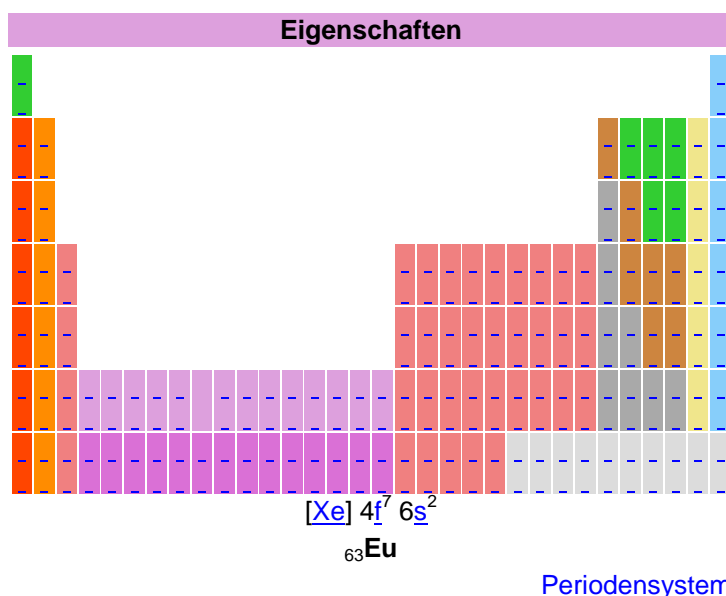
Weitere Verbindungen

Beryllium bildet eine große Zahl weiterer anorganischer, organischer und [intermetallischer Verbindungen](#).^[26] Sie werden zumeist zur Herstellung von Beryllium oder anderen Berylliumverbindungen verwendet.^[93]

Mit [Stickstoff](#) bildet es bei hohen Temperaturen das kristalline farblose und sehr harte [Berylliumnitrid](#) Be_3N_2 . Daneben kennt man noch ein stickstoffreicheres Nitrid, das farblose [Berylliumdiazid](#) BeN_6 . Bei Reaktion zwischen Berylliumoxid und Kohlenstoff bildet sich das ziegelrote [Berylliumcarbid](#) Be_2C . Mit Bor bildet es eine Reihe von Berylliumboriden Be_nB_m ($\text{Be}_5\text{B, Be}_4\text{B, Be}_2\text{B, BeB}_{32}$). Strukturell interessant ist ein beim Erhitzen wasserfreien [Berylliumnitrats](#) $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ entstehendes, sublimierbares, basisches Berylliumnitrat $\text{Be}_4\text{O}(\text{NO}_3)_6$. Seine Struktur entspricht einem Be_4 -Tetraeder, dessen Mitte mit einem Sauerstoffatom besetzt ist und dessen sechs Be_2 -Kanten durch sechs (gewinkelte) Nitrat-Ionen überbrückt sind. Mit [Essigsäure](#) bilden sich die Berylliumverbindungen [Berylliumacetat](#) $\text{Be}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ oder [basisches Berylliumacetat](#) $\text{Be}_4\text{O}(\text{CH}_3\text{COO})_6$.^[19]

Berylliumverbindungen bilden ähnlich wie Aluminium oder Magnesium Alkyl- und Aryl-Derivate. Diese sind zur Bildung von [at-Komplexen](#) befähigt, die wiederum katalytische Eigenschaften besitzen können. Einige Verbindungen (wie zum Beispiel [Beryllium-bis-pentan-2,4-dionat](#) oder basisches Berylliumacetat) können unzersetzt destilliert werden und dienen als Zwischenprodukt zur Reinigung von Beryllium.^[94] Berylliumdiorganyle BeR_2 (R z. B. [Me](#), [Et](#), [Pr](#), [iPr](#), [Bu](#), [tBu](#) ...) liegen als giftige, farblose, viskose Flüssigkeiten oder Feststoffe vor. Sie lassen sich wie erstere durch [Metathese](#) aus Berylliumchlorid und [RMgX](#) oder LiR sowie durch [Transmetallierung](#) aus Beryllium und [HgR](#) gewinnen.^[19]

Europium



Allgemein

Name, Symbol, Ordnungszahl	Europium, Eu, 63
Elementkategorie	Lanthanoide
Gruppe, Periode, Block	La , 6 , f
Aussehen	silbrig weiß
CAS-Nummer	7440-53-1
EG-Nummer	231-161-7
ECHA-InfoCard	100.028.328
Massenanteil an der Erdhülle	0,099 ppm ^[1]

Atomar ^[2]

Atommasse	151,964(1) ^[3] u
Atomradius (berechnet)	185 (231) pm
Kovalenter Radius	198 pm
Elektronenkonfiguration	[Xe] 4f ⁷ 6s ²
1. Ionisierungsenergie	5.670385(5) eV ^[4] ≈ 547.11 kJ/mol ^[5]
2. Ionisierungsenergie	11.240(6) eV ^[4] ≈ 1084.5 kJ/mol ^[5]
3. Ionisierungsenergie	24.84(3) eV ^[4] ≈ 2400 kJ/mol ^[5]
4. Ionisierungsenergie	42.94(11) eV ^[4] ≈ 4140 kJ/mol ^[5]
5. Ionisierungsenergie	63.2(4) eV ^[4] ≈ 6100 kJ/mol ^[5]

Physikalisch ^[2]

Aggregatzustand	fest
Kristallstruktur	kubisch raumzentriert
Dichte	5,245 g/cm ³ (25 °C) ^[6]
Magnetismus	paramagnetisch ($X_m = 0,013$) ^[7]
Schmelzpunkt	1099 K (826 °C)
Siedepunkt	1713 K ^[8] (1440 °C)
Molares Volumen	28,97 · 10 ⁻⁶ m ³ ·mol ⁻¹
Verdampfungswärme	176 kJ/mol ^[8]
Schmelzwärme	9,2 kJ·mol ⁻¹
Elektrische Leitfähigkeit	1,11 · 10 ⁶ A·V ⁻¹ ·m ⁻¹
Wärmeleitfähigkeit	14 W ·m ⁻¹ ·K ⁻¹

Chemisch ^[2]

Oxidationszustände	2, 3
Normalpotential	-1,99 V (Eu ³⁺ + 3 e ⁻ → Eu)

Isotope

Isotop	NH	t_{1/2}	ZA	ZE (MeV)	ZP
¹⁴⁹ Eu	{syn.}	93,1 d	ε	0,692	149Sm
¹⁵⁰ Eu	{syn.}	36,9 a	ε	2,261	150Sm
¹⁵¹ Eu	47,8 %	> 1,7 × 10 ¹⁸ a	α	?	147Pm
¹⁵² Eu	{syn.}	13,516 a	ε	1,874	152Sm
			β⁻	1,819	152Gd
¹⁵³ Eu	52,2 %	Stabil			
¹⁵⁴ Eu	{syn.}	8,593 a	β⁻	1,969	154Gd
¹⁵⁵ Eu	{syn.}	4,7611 a	β⁻	0,252	155Gd

Weitere Isotope siehe [Liste der Isotope](#)

NMR-Eigenschaften

	Spin-	γ in	E_r (1H)	f_l bei
--	-----------------------	----------------------	------------------------------------	-----------------------------------

	<u>Quantenzahl /</u>	<u>rad·T⁻¹·s⁻¹</u>		<u>B = 4,7 T</u> <u>in MHz</u>
¹⁵¹ Eu	5/2	6,651 · 10 ⁷		24,86
¹⁵³ Eu	5/2	2,937 · 10 ⁷		10,98

Sicherheitshinweise

GHS-Gefahrstoffkennzeichnung ^[9]

Gefahr

H- und P-Sätze

H: 250

EUH: 014

P: 222-231-422 ^[9]

Soweit möglich und gebräuchlich, werden SI-Einheiten verwendet.

Wenn nicht anders vermerkt, gelten die angegebenen Daten bei Standardbedingungen.

Europium ist ein chemisches Element mit dem Elementsymbol Eu und der Ordnungszahl 63. Im Periodensystem steht es in der Gruppe der Lanthanoide und zählt damit auch zu den Metallen der Seltenen Erden. Nur Europium und Americium sind nach einem Erdeil benannte Elemente.

Wie die anderen Lanthanoide ist Europium ein silberglänzendes Schwermetall. Die Eigenschaften des Europiums folgen nicht der Lanthanoidenkontraktion. Aufgrund seiner Elektronenkonfiguration weist das Element eine deutlich geringere Dichte sowie einen niedrigeren Schmelz- und Siedepunkt auf als die benachbarten Elemente. Es ist das chemisch reaktivste Seltenerdmetall. Nach ersten Hinweisen auf das Element durch William Crookes und Paul Émile Lecoq de Boisbaudran konnte 1896 Eugène-Anatole Demarçay das Element zunächst spektroskopisch nachweisen und dann isolieren.

Europium hat eine hohe technische Bedeutung in Leuchtstoffen, wie sie etwa in Kathodenstrahlröhrenbildschirmen, welche früher für Computermonitore und Fernseher verwendet wurden, in Leuchtstofflampen sowie in Plasmabildschirmen eingesetzt werden. Sowohl der rote als auch der blaue Leuchtstoff in diesen Bildschirmen und Leuchtmitteln sind Substanzen, die mit Europium dotiert sind und dadurch Fluoreszenz in dem entsprechenden Spektralbereich zeigen.

Inhaltsverzeichnis

- [1 Geschichte](#)
- [2 Vorkommen](#)
- [3 Gewinnung und Darstellung](#)
- [4 Eigenschaften](#)
 - [4.1 Physikalische Eigenschaften](#)
 - [4.2 Chemische Eigenschaften](#)
 - [4.2.1 Lumineszenz](#)
- [5 Isotope](#)
- [6 Verwendung](#)
 - [6.1 Fluoreszenz](#)
- [7 Biologische Bedeutung und Toxizität](#)
- [8 Verbindungen](#)
 - [8.1 Sauerstoffverbindungen](#)
 - [8.2 Weitere Europiumverbindungen](#)
- [9 Literatur](#)
- [10 Weblinks](#)
- [11 Einzelnachweise](#)

Geschichte

Einen ersten Hinweis auf das später Europium genannte Element fand 1885 [William Crookes](#). Bei der Untersuchung von [Fluoreszenzspektren](#) von [Samarium-Yttrium](#)-Mischungen konnte er Signale einer ungewöhnlichen orangefarbenen [Spektrallinie](#) messen, die in Mischungen der Elemente stärker war als in den reinen Stoffen. Diese auf ein unbekanntes Element hindeutende Spektrallinie nannte er „anormale Linie“, das hypothetische Element S_6 .^[10] Eine weitere Entdeckung auf dem Weg zum unbekanntem Element machte 1892 [Paul Émile Lecoq de Boisbaudran](#), als er im Funkenspektrum von Samarium neben der anormalen Linie Crookes auch drei bislang unbekannte blaue Spektrallinien entdeckte.^[11] 1896 postulierte [Eugène-Anatole Demarçay](#) anhand von Ultraviolett-Spektren die Existenz eines bislang unbekanntem Elements zwischen Samarium und [Gadolinium](#),^[12] wobei er im Jahr 1900 erkannte, dass dieses Element gleich dem von Crookes und Boisbaudran vermuteten sein muss. 1901 gelang es Demarçay, dieses durch [fraktionierte Kristallisation](#) der Samarium/Europium-Magnesium-Nitrat-Doppelsalze zu isolieren. Er nannte das Element nach dem Kontinent [Europa Europium](#).^{[13][14]} In Analogie zum Europium benannten [Glenn T. Seaborg](#), [Ralph A. James](#) und [Leon O. Morgan](#) 1948 das sich im Periodensystem direkt unter dem Europium befindende [Actinoid](#) ebenfalls nach einem Kontinent [Americium](#).^[15]

Die erste wichtige technische Anwendung des Elements war die Produktion von mit Europium [dotiertem Yttriumvanadat](#). Dieser 1964 von Albert K. Levine und Frank C. Palilla entdeckte rote [Leuchtstoff](#) spielte bald eine wichtige Rolle bei der Entwicklung des [Farbfernsehens](#).^[16] Für diese Anwendung wurde daraufhin das erste Bergwerk für die Gewinnung von Seltenen Erden, das seit 1954 im [kalifornischen Mountain Pass](#) betrieben wurde,^[17] stark ausgebaut.^[18]

Vorkommen

Europium ist auf der Erde ein seltenes Element, die [Häufigkeit](#) in der [kontinentalen Erdkruste](#) beträgt etwa 2 [ppm](#).^[19]

Europium kommt als Nebenbestandteil in verschiedenen Lanthanoid-Mineralen vor, Minerale mit Europium als Hauptbestandteil sind unbekannt. Das Element ist sowohl in [Ceriterden](#) wie [Monazit](#) und [Bastnäsit](#) als auch in [Yttererden](#) wie [Xenotim](#) enthalten, der Anteil an Europium beträgt in der Regel zwischen 0,1 und 0,2 %.^[20] Das für die Gewinnung von Europium wichtigste Vorkommen war bis 1985 das Bastnäsiterz in [Mountain Pass](#), Kalifornien, danach gewannen chinesische Bergwerke – vor allem das Erzvorkommen in [Bayan Obo](#) – große Bedeutung.^[21]

In manchen [magmatischen Gesteinen](#) ist die Konzentration an Europium höher oder geringer, als nach dem mit [Chondriten](#) als Standard bestimmten relativen Häufigkeitsverhältnis der Seltenerdmetalle zu erwarten wäre. Dieses Phänomen wird als **Europiumanomalie** bezeichnet und beruht darauf, dass unter [reduzierenden](#) Bedingungen in [Magma](#) Eu^{3+} zu Eu^{2+} reduziert werden kann. Dieses besitzt einen größeren [Ionenradius](#) als dreiwertiges Europium und wird darum leicht in bestimmte Minerale, etwa an Stelle von [Strontium](#) oder [Calcium](#) in [Kalifeldspat](#) und [Plagioklas](#) eingebaut, welche dadurch eine *positive* Europiumanomalie aufweisen. Diese Minerale kristallisieren aus der Magmaschmelze und werden dadurch abgetrennt, während dreiwertiges Europium in der Restschmelze gelöst bleibt.^{[22][23]} Für den Einbau in [mafische](#) Gesteine wie [Pyroxen](#) und [Olivin](#) anstelle von Eisen, Magnesium und Calcium ist das Eu^{2+} -Ion dagegen zu groß und es kommt zu einer *negativen* Europiumanomalie.^[24] Außer durch Kristallisation von Plagioklas kann eine Europiumanomalie auch beim Aufschmelzen von Gesteinen entstehen. Da der Verteilungskoeffizient zwischen Kristall und Schmelze etwa 10-fach größer als für die anderen Seltenerdelemente ist, wird beim teilweisen Aufschmelzen eines Plagioklas-reichen Gesteins nur wenig Europium in die Schmelze abgegeben und es resultiert beim Wiedererstarren ein Gestein mit negativer Europiumanomalie. Die Europiumanomalie ist ein Indikator für den [Fraktionierungsgrad](#) eines magmatischen Gesteins.

Eine ausgeprägte Europiumanomalie wurde in [Mondgestein](#) gefunden, wobei die Plagioklas-reichen Felsen des Mondhochlandes eine positive (erhöhte Europiumgehalte), die in Kratern und [Maria](#) gefundenen [Basaltgesteine](#) eine negative Europiumanomalie aufweisen. Dies lässt Rückschlüsse auf die geologische Geschichte des Mondes zu.^[25] Dabei wird angenommen, dass die Hochländer mit ihren [Anorthositen](#) vor etwa 4,6–4,4 Milliarden Jahren aus dem [Mondmantel differenzierten](#) und dieser somit aus Europium-verarmten Olivin-Pyroxen-Gesteinen besteht. Die jüngeren Basalte in den [Maria](#), die aus basaltischen Teilschmelzen dieses Mantels bestehen, sind darum so arm an Europium.^[26]

Gewinnung und Darstellung

Europium, ~300g-Stück sublimiert dendritisch kristallin, höchstrein 99,998 % Eu/TREM

Aufgrund der Ähnlichkeit zu den Begleitmetallen und der geringen Konzentration in den Erzen ist die Abtrennung von den anderen Lanthanoiden schwierig, gleichzeitig aber wegen der Verwendung des Elements technisch besonders wichtig. Nach dem [Aufschluss](#) der Ausgangsmaterialien wie Monazit oder Bastnäsit mit [Schwefelsäure](#) oder [Natronlauge](#) sind verschiedene Wege zur Abtrennung möglich. Neben dem [Ionenaustausch](#) wird vor allem ein Verfahren eingesetzt, das auf [Flüssig-Flüssig-Extraktion](#) und der [Reduktion](#) von Eu^{3+} zu Eu^{2+} beruht. Dabei wird bei Bastnäsit als Ausgangsmaterial zunächst das Cer in Form von [Cer\(IV\)-oxid](#) abgetrennt und die verbleibenden Seltenen Erden in [Salzsäure](#) gelöst. Daraufhin werden mit Hilfe einer Mischung von [DEHPA](#) (Di(2-ethylhexyl)phosphorsäure) und [Kerosin](#) in Flüssig-Flüssig-Extraktion Europium, [Gadolinium](#) und [Samarium](#) von den übrigen Seltenerdmetallen getrennt. Die Trennung dieser drei Elemente erfolgt über die Reduktion des Europiums zu Eu^{2+} und Fällung als schwerlösliches [Europium\(II\)-sulfat](#), während die anderen Ionen in Lösung bleiben.^[20]

Metallisches Europium kann durch Reaktion von [Europium\(III\)-oxid](#) mit [Lanthan](#) oder [Mischmetall](#) gewonnen werden. Wird diese Reaktion im Vakuum durchgeführt, [destilliert](#) Europium ab und kann so von anderen Metallen und Verunreinigungen getrennt werden:^[20]

2010 wurden etwa 600 Tonnen Europium produziert und 500 Tonnen verbraucht (jeweils gerechnet als Europiumoxid). Durch den steigenden Bedarf an Europium ist jedoch zu befürchten, dass mittelfristig die Nachfrage das Angebot übersteigt und es zu einer Verknappung kommen wird. Daher wird an einer Ausweitung der Europiumproduktion, insbesondere durch Eröffnung weiterer Minen wie der im [australischen Mount Weld](#) und einer Wiedereröffnung der *Mountain Pass Mine* gearbeitet. Durch die hohe Nachfrage nach Europium ist auch der Preis des Elements stark gestiegen. Lag er 2002 noch bei 240 [US-Dollar](#) pro Kilogramm, stieg er 2011 auf bis zu 1830 Dollar pro Kilogramm (jeweils 99 % Reinheit).^{[27][28]}

Eigenschaften

Physikalische Eigenschaften

Kristallstruktur von Europium, $a = 455 \text{ pm}$

Europium ist wie die anderen Lanthanoide ein silberglänzendes weiches [Schwermetall](#). Es besitzt mit $5,245 \text{ g/cm}^3$ eine ungewöhnlich niedrige [Dichte](#), die deutlich niedriger als diejenige der benachbarten Lanthanoide wie Samarium oder Gadolinium und geringer als die des Lanthans ist. Vergleichbares gilt auch für den verhältnismäßig niedrigen [Schmelzpunkt](#) von 826 °C und den [Siedepunkt](#) von 1440 °C (Gadolinium: Schmelzpunkt 1312 °C , Siedepunkt 3000 °C). Diese Werte stehen der sonst geltenden [Lanthanoidenkontraktion](#) entgegen und werden durch die [Elektronenkonfiguration](#) $[\text{Xe}] 4f^7 6s^2$ des Europiums verursacht. Durch die halb gefüllte f-Schale stehen nur die zwei [Valenzelektronen](#) ($6s^2$) für [metallische Bindungen](#) zur Verfügung; es kommt daher zu geringeren Bindungskräften und zu einem deutlich größeren Metallatomradius. Vergleichbares ist auch bei [Ytterbium](#) zu beobachten. Bei diesem Element stehen durch eine vollständig gefüllte f-Schale ebenfalls nur zwei Valenzelektronen für metallische Bindungen zur Verfügung.^[29]

Europium kristallisiert unter [Normalbedingungen](#) in einem [kubisch-raumzentrierten Gitter](#) mit dem [Gitterparameter](#) $a = 455 \text{ pm}$.^[30] Neben dieser Struktur sind noch zwei weitere [Hochdruckmodifikationen](#) bekannt. Dabei entspricht die Reihenfolge der Modifikationen bei steigendem Druck wie bei Ytterbium nicht derjenigen der übrigen Lanthanoide. So ist weder eine Europiummodifikation in doppelt-hexagonaler Struktur noch in Samarium-Struktur bekannt. Der erste Phasenübergang im Metall findet bei $12,5 \text{ GPa}$ statt, oberhalb dieses Druckes kristallisiert Europium in einer [hexagonal-dichtesten Struktur](#) mit den Gitterparametern $a = 241 \text{ pm}$ und $c = 545 \text{ pm}$. Oberhalb von 18 GPa wurde mit Eu-III eine weitere, der hexagonal-dichtesten Kugelpackung ähnliche Struktur gefunden.^{[31][32]}

Bei hohen Drücken von mindestens 34 GPa ändert sich die Elektronenkonfiguration des Europiums im Metall von zwei- auf dreiwertig. Dies ermöglicht auch eine [Supraleitfähigkeit](#) des Elements, die bei einem Druck von etwa 80 GPa und einer Temperatur von etwa 1,8 K auftritt.^[33]

Europiumionen, die in geeignete Wirtsgitter eingebaut sind, zeigen eine ausgeprägte [Fluoreszenz](#). Dabei ist die abgestrahlte [Wellenlänge](#) von der Oxidationsstufe abhängig. Eu^{3+} fluoresziert weitgehend unabhängig vom Wirtsgitter zwischen 613 und 618 nm, was einer intensiv roten Farbe entspricht.^[34] Das Maximum der Emission von Eu^{2+} ist dagegen stärker vom Wirtsgitter abhängig und liegt beispielsweise bei [Bariummagnesiumaluminat](#) mit 447 nm im blauen^[35], bei [Strontiumaluminat](#) ($\text{SrAl}_2\text{O}_4:\text{Eu}^{2+}$) mit 520 nm im grünen [Spektralbereich](#).^[36]

Chemische Eigenschaften

An der Luft oxidierte Europiumscheibe, überzogen mit gelbem [Europium\(II\)-Carbonat](#)

Europium ist ein typisches unedles Metall und reagiert mit den meisten [Nichtmetallen](#). Es ist das reaktivste der Lanthanoide und reagiert schnell mit Sauerstoff. Wird es auf etwa 180 °C erhitzt, entzündet es sich an der Luft spontan und verbrennt zu Europium(III)-oxid.^[37]

Auch mit den Halogenen [Fluor](#), [Chlor](#), [Brom](#) und [Iod](#) reagiert Europium zu den Trihalogeniden. Bei der Reaktion mit [Wasserstoff](#) bilden sich [nichtstöchiometrische](#) Hydridphasen, wobei der Wasserstoff in die Lücken der Kugelpackung des Metalls eintritt.^[29]

Europium löst sich in Wasser langsam, in Säuren schnell unter Bildung von Wasserstoff und des farblosen Eu^{3+} -Ions. Das ebenfalls farblose Eu^{2+} -Ion lässt sich durch [elektrolytische](#) Reduktion an [Kathoden](#) in wässriger Lösung gewinnen. Es ist das einzige zweiwertige Lanthanoid-Ion, das in wässriger Lösung stabil ist. Europium löst sich in [Ammoniak](#), wobei sich wie bei Alkalimetallen eine blaue Lösung bildet, in der [solvatisierte Elektronen](#) vorliegen.^[29]

Lumineszenz

Das Eu^{3+} -Kation gehört neben u. a. Sm^{3+} , Tb^{3+} und Dy^{3+} zu den Lanthanoid-Kationen, die in einem geeigneten [Komplex](#) bei Absorption bestimmter Wellenlängen Licht im sichtbaren Bereich emittieren kann. Das dreiwertige Europium-Kation ist in einer wässrigen Lösung farblos, werden aber organische Liganden mit einem ausgedehnten π -Elektronensystem koordiniert sorgt der *Antenneneffekt* dafür, dass die lumineszenten Eigenschaften des Zentralteilchens stark steigen. So leiten die π -Elektronen des Ligandens die absorbierte Energie des einfallenden Lichtes (ca. 355 nm) zu den 5d-Elektronen des Eu^{3+} , wodurch diese in das 4f-Orbital gelangen und beim Zurückfallen Licht im sichtbaren Bereich (bei ca. 610 nm) emittieren.

Isotope

Es sind insgesamt 38 [Isotope](#) und weitere 13 [Kernisomere](#) des Europiums zwischen ^{130}Eu und ^{167}Eu bekannt. Von diesen ist eines, ^{153}Eu , stabil, ein weiteres, ^{151}Eu , galt lange Zeit als stabil; es wurden 2007 jedoch Hinweise darauf gefunden, dass es mit einer [Halbwertszeit](#) von mindestens 1,7 Trillionen Jahren als [Alphastrahler](#) zerfällt.^[38] Diese beiden Isotope kommen in der Natur vor, wobei ^{153}Eu mit einem Anteil von 52,2 % an der natürlichen Isotopenzusammensetzung das häufigere ist, der Anteil an ^{151}Eu beträgt dementsprechend 47,8 %.^[39]

Mehrere Europiumisotope wie ^{152}Eu , ^{154}Eu und ^{155}Eu entstehen bei [Kernspaltungen](#) von [Uran](#) und [Plutonium](#). Dabei ist ^{155}Eu mit einem Anteil von etwa 0,03 % an der Gesamtmenge der [Spaltprodukte](#) das häufigste Europiumisotop unter den Spaltprodukten.^[40] Es konnte unter anderem im [Rongelap-Atoll](#) drei Jahre nach der Kontaminierung durch den [Castle-Bravo-Atomwaffentest](#) nachgewiesen werden.^[41]

Verwendung

Bildschirm mit europiumhaltigen Leuchtstoffen

Europium wird vor allem als [Dotierungsmittel](#) für die Produktion von [Leuchtstoffen](#) eingesetzt, die etwa in [Kathodenstrahlröhrenbildschirmen](#), welche früher hauptsächlich für [Computerbildschirme](#) und [Fernseher](#) verwendet wurden sowie für Flugzeuginstrumente benötigt werden, und in [Kompaktleuchtstofflampen](#) Verwendung finden. Es werden Leuchtstoffe sowohl mit zwei- als auch dreiwertigem Europium für verschiedene Farben verwendet. Für rote Leuchtstoffe wird vor allem mit Europium dotiertes [Yttriumoxid](#) ($\text{Y}_2\text{O}_3:\text{Eu}^{3+}$), früher wurden auch [Yttriumoxysulfid](#) oder als erster wichtiger roter Leuchtstoff [Yttriumvanadat](#): Eu^{3+} genutzt. Eu^{2+} wird meist als blauer Leuchtstoff in Verbindungen wie [Strontiumchlorophosphat](#) ($\text{Sr}_5(\text{PO}_4)_3\text{Cl}:\text{Eu}^{2+}$, Strontiumchloroapatit SCAP) und Bariummagnesiumaluminat ($\text{BaMgAl}_{11}\text{O}_{17}:\text{Eu}^{2+}$, BAM) eingesetzt.^{[42][35]} [Plasmabildschirme](#) erfordern Leuchtstoffe, die die vom Edelgas-[Plasma](#) emittierte [VUV-Strahlung](#) in sichtbares Licht umwandeln. Hierfür werden sowohl für das blaue als auch rote Spektrum europiumdotierte Leuchtstoffe genutzt – für blaues Licht BAM, für rotes $(\text{Y,Gd})\text{BO}_3:\text{Eu}^{3+}$.^[43]

In [Quecksilberhochdrucklampen](#), die etwa in der Straßenbeleuchtung eingesetzt werden, wird europiumdotiertes Yttriumvanadat auf das Glas aufgebracht, damit das Licht weiß und natürlicher erscheint.^[44]

Europium kann auf Grund seiner [Neutronenabsorption](#) in [Steuerstäben](#) für [Kernreaktoren](#) verwendet werden. Europiumhaltige Steuerstäbe wurden unter anderem in verschiedenen sowjetischen Versuchsreaktoren wie [BOR-60](#) und [BN-600](#) erprobt.^[45]

Als Europiumhexaborid wird es auch als Beschichtung für die Herstellung von [Oxidkathoden](#) zur [Glühemission](#) angeboten.

Fluoreszenz

Bei [Euro-Banknoten](#) wird die Europium-Fluoreszenz gegen Fälschungen verwendet.^[46]

Diese Eigenschaft kann auch in der [Fluoreszenzspektroskopie](#) ausgenutzt werden. Dazu wird das Europium beispielsweise in einem geeigneten [Komplex](#) gebunden, der an der gewünschten Stelle, etwa mit einem bestimmten [Protein](#), bevorzugt reagiert und sich dort anreichert.^[34]

Biologische Bedeutung und Toxizität

Europium kommt nur in minimalen Mengen im Körper vor und hat keine biologische Bedeutung. Auch durch Pflanzenwurzeln kann das Element nicht aufgenommen werden.^[37]

Lösliche Europiumverbindungen sind leicht giftig; so wurde für [Europium\(III\)-chlorid](#) ein [LD₅₀-Wert](#) von 550 mg/kg für [intrapertoneale](#) und 5000 mg/kg für [orale](#) Gabe an [Mäusen](#) ermittelt. Es konnte keine chronische Toxizität festgestellt werden, was möglicherweise mit der geringen Aufnahme von Europium im Darm und der schnellen Umwandlung von löslichem Europiumchlorid zu unlöslichem Europiumoxid unter basischen Bedingungen zusammenhängt.^[47] Unlösliche Europiumverbindungen gelten als weitgehend ungiftig, wie in einer Studie mit [Europium\(III\)-hydroxid-Nanopartikeln](#) an Mäusen ermittelt wurde.^[48]

Bei Europium(III)-hydroxid-Nanopartikeln (nicht jedoch bei [amorphem](#) Europium(III)-hydroxid) wurde eine [pro-angiogenetische](#) Wirkung festgestellt, sie fördern *in vitro* die [Zellproliferation](#) von [Endothelzellen](#), *in vivo* an Hühnereiern wurde eine vermehrte Bildung von kleinen Blutgefäßen beobachtet. Ein möglicher Mechanismus für diese Beobachtung ist die Bildung von [reaktiven Sauerstoffspezies](#) und die Aktivierung von [MAP-Kinasen](#) durch diese Nanopartikel.^[49]

Verbindungen

Es sind Verbindungen in den [Oxidationsstufen](#) +2 und +3 bekannt, wobei wie bei allen Lanthanoiden zwar die dreiwertige Stufe die stabilere, die zweiwertige jedoch ebenfalls ungewöhnlich stabil ist und daher eine Vielzahl von Eu(II) -Verbindungen existieren. Die [Ionenradien](#) unterscheiden sich je nach Oxidationsstufe, wobei Eu^{2+} -Ionen größer als Eu^{3+} -Ionen sind. Mit der [Koordinationszahl](#) sechs

betragen sie 131 pm für Eu^{2+} und 108,7 pm für Eu^{3+} . Der *effektive Ionenradius* (der als Bezugsgröße ein mit 140 pm um 14 pm größeres O^{2-} -Ion verwendet) beträgt dementsprechend 117 pm bzw. 94,7 pm für die Koordinationszahl sechs. In höheren Koordinationszahlen sind die Ionenradien größer, so beträgt er für Eu^{2+} in der Koordinationszahl acht 139 pm.^[50]

Sauerstoffverbindungen

Europium(III)-oxid

[Europium\(III\)-oxid](#), Eu_2O_3 , ist die technisch wichtigste Europiumverbindung und dient als Ausgangsmaterial zur Herstellung anderer Europiumverbindungen sowie als Dotierungsmittel für [Fluoreszenzfarbstoffe](#) wie $\text{Y}_2\text{O}_3:\text{Eu}^{3+}$, das eine besonders intensive rote Fluoreszenz bei einem Europium(III)-oxid-Gehalt von etwa 10 % zeigt. Es kristallisiert wie die anderen Lanthanoidoxide in der kubischen Lanthanoid-C-Struktur.^{[51][52]}

[Europium\(II\)-oxid](#), EuO , ist ein violett-schwarzer [ferromagnetischer](#) Feststoff mit einer [Curie-Temperatur](#) von 70 K, der in einer [Natriumchlorid](#)-Struktur kristallisiert. Es lässt sich durch Reduktion von Europium(III)-oxid mit Europium gewinnen und ist das einzige zweiwertige Oxid der Lanthanoide, das unter Normalbedingungen stabil ist.^[20] Neben diesen beiden Oxiden ist auch das gemischtvalente Oxid [Europium\(II,III\)-oxid](#), Eu_3O_4 , bekannt.^[53]

Weitere Europiumverbindungen

Ähnliche Eigenschaften wie EuO haben auch die Eu-Chalkogenide (also [-Sulfide](#), [-Selenide](#) und [-Telluride](#)) sowie ihre ungeordneten Legierungen. $\text{Eu}_{1-x}\text{Sr}_x\text{S}$ ist z. B. für $x=0$ ein [Ferromagnet](#), der für

zu einem isolierenden [Spinglas](#) wird, das u. a. wegen seines nichtmetallischen Verhaltens für Computersimulationen besonders geeignet ist.^[54]

Mit den Halogenen [Fluor](#), [Chlor](#), [Brom](#) und [Iod](#) reagiert Europium zu den Trihalogeniden. Diese zersetzen sich beim Erhitzen zu den Dihalogeniden und elementaren Halogenen.^[29]

Europium bildet metallorganische Verbindungen. Anders als bei den anderen Lanthanoiden lässt sich aber keine [Cyclopentadienylverbindung](#) des dreiwertigen Europiums synthetisieren. Bekannt ist zwar eine Verbindung, die neben drei Molekülen Cyclopentadienyl zusätzlich ein Molekül [Tetrahydrofuran](#) enthält, dieses ist jedoch stark an das Europium gebunden und lässt sich durch Erhitzen oder im Vakuum nicht entfernen, da die Verbindung sich vorher zersetzt.^[55] Dagegen sind das Europiumdicyclopentadienyl $(\text{Cp})_2\text{Eu}(\text{II})$ und weitere bekannte Derivate stabil.^{[56][57]} Vom zweiwertigen Europium sind auch [Alkinyl](#)-Europium-Verbindungen bekannt.^[58]

Einen Überblick über Europiumverbindungen bietet die [Kategorie: Europiumverbindung](#).