

# Elemente und ihre Eigenschaften

**Name**      **Symbol**  
Wasserstoff      H

**Ordnungszahl**  
1

**Bild**

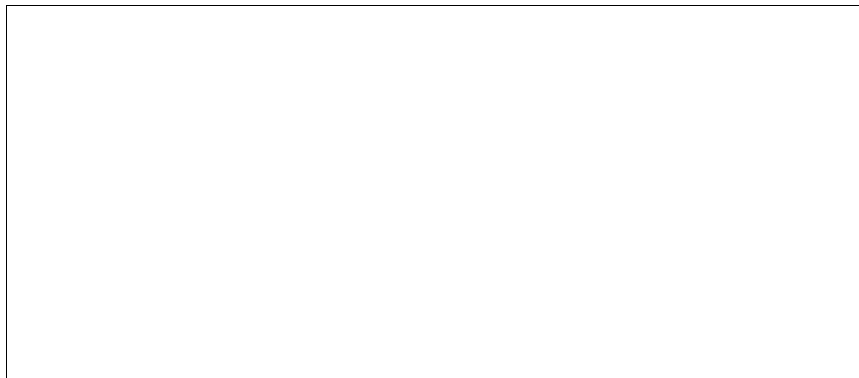


**Vorkommen**

## **Irdische Vorkommen**

Auf der [Erde](#) ist der Massenanteil wesentlich geringer, auf das Gesamtgewicht bezogen etwa 0,12 %, auf die Erdkruste bezogen 2,9 %. Außerdem liegt – im Gegensatz zu den Vorkommen im All – der irdische Wasserstoff überwiegend gebunden und fast nie

**Gewinnung**



## Eigenschaften

Molekularer Wasserstoff ( $H_2$ , ein **Molekül** besteht also jeweils aus 2 Wasserstoffatomen) ist etwa 14,4-mal leichter als **Luft**. Sein Siedepunkt liegt bei 20,27 **Kelvin**, der Schmelzpunkt bei 14,02 Kelvin. Die **Löslichkeit** von Wasserstoff in Wasser beträgt 1,6 mg/l.

Einige **thermodynamische** Eigenschaften (Transportphänomene) sind aufgrund der geringen **Molekülmasse** und der daraus

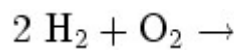
## Verwendung

Jedes Jahr werden weltweit mehr als 600 Milliarden Kubikmeter Wasserstoff (rd. 30 Mio. t) für zahllose Anwendungen in Industrie und Technik produziert. Wichtige Einsatzgebiete sind:

## Nachweis

### Nachweis

Molekularen Wasserstoff kann man durch die **Knallgasprobe** nachweisen. Bei dieser **Nachweisreaktion** wird eine kleine, beispielsweise während einer Reaktion aufgefangene Menge eines Gases, in einem **Reagenzglas** entzündet. Wenn danach ein dumpfer Knall, ein Pfeifen oder ein Bellen zu hören ist, so ist der Nachweis positiv (das heißt, es war Wasserstoff in dem Reagenzglas). Der Knall kommt durch die Reaktion von Wasserstoffgas mit dem Luftsauerstoff zustande:




## Sicherheitshinweise

Vorkommen im Universum

## Vorkommen im Universum



 Der Saturn mit seinen Ringen besteht aus Eis und Staub. Der Planet se

Biologische Bedeutung

## Biologische Bedeutung

Wasserstoff ist in Form verschiedener **Verbindungen** essentiell für alle bekannten Lebewesen. An vorderster Stelle zu nennen ist hier Wasser, welches als Medium für alle **zellulären** Prozesse und für alle Stofftransporte dient. Zusammen mit **Kohlenstoff**

**Name**  
Helium

**Symbol**  
He

**Ordnungszahl**  
2

**Bild**



**Vorkommen**

### Auf der Erde



**Gewinnung**

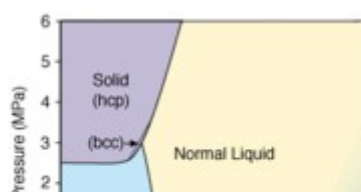
### Künstliche Gewinnung

Erdgas mit einem Heliumanteil bis zu 7 % ist der größte und wirtschaftlich wichtigste Heliumlieferant. Da Helium eine sehr niedrige Siedetemperatur

**Eigenschaften**

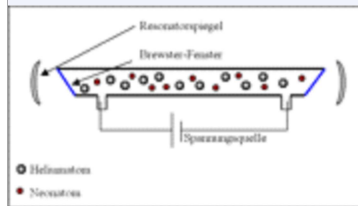
### Eigenschaften

Helium ist nach Wasserstoff das chemische Element mit der geringsten Dichte und besitzt die niedrigsten Schmelz- und Siedepunkte aller Elemente. Daher existiert es nur unter sehr tiefen Temperaturen als Flüssigkeit oder Feststoff. Bei Temperaturen unter 2,17 K liegt  $^4\text{He}$  in einer **suprafluiden** Phase vor. Bei Normaldruck wird Helium selbst bei einer Temperatur von 0 K



## Verwendung

### Verwendung



#### Schematische Darstellung eines [Helium-Neon-Lasers](#)

Unter hohem Druck abgefülltes Helium ist frei verkäuflich und wird aus Erdgas gewonnen. Es wird für viele verschiedene Zwecke benutzt, für die ein Gas mit mindestens einer der vorteilhaften Eigenschaften des Heliums benötigt wird, zum Beispiel sein niedriger Siedepunkt, die geringe Dichte, die geringe Löslichkeit, die

## Nachweis

**Sicherheitshinweise**

Obwohl Helium an sich ungiftig ist und unter Umweltbedingungen keine chemischen Verbindungen eingeht, wird davon abgeraten, das Gas einzusatmen oder in geschlossene Räume ausströmen zu lassen, da Helium den Sauerstoff verdrängt und somit zu Sauerstoffmangel führen kann. Dies kann zu dauerhaften Gesundheitsschäden bis hin zum Tod führen. Symptome können Orientierungsschwierigkeiten und Bewusstseinsverlust sein. Das Gefährliche

**Vorkommen im Universum**

**Im Weltall**



**Biologische Bedeutung**

Obwohl Helium an sich ungiftig ist und unter Umweltbedingungen keine chemischen Verbindungen eingeht, wird davon abgeraten, das Gas einzusatmen oder in geschlossene Räume ausströmen zu lassen, da Helium den Sauerstoff verdrängt und somit zu Sauerstoffmangel führen kann. Dies kann zu dauerhaften Gesundheitsschäden bis hin zum To

**Name**  
Lithium

**Symbol**  
Li

**Ordnungszahl**  
3

**Bild**



**Vorkommen**

An der Erdkruste hat es einen Anteil von circa 0,006 %.<sup>[3]</sup> Es ist damit deutlich seltener als viele vergleichbar leichte Elemente wie [Helium](#) oder [Kohlenstoff](#).

Lithium kommt in der Natur in einigen Mineralien vor. Die wichtigsten sind dabei [Amblygonit](#) ( $\text{LiAl}[\text{PO}_4]\text{F}$ ), [Lepidolith](#) ( $(\text{KLi}|\text{Al})(\text{AlSi}_3\text{O}_{10})(\text{F},\text{OH})_2$ )

**Gewinnung**

## Gewinnung und Darstellung

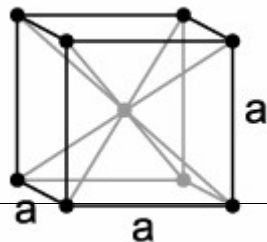
[\[Bearbeiten\]](#)

Aus lithiumhaltigen Salzlösungen wird durch [Verdunsten](#) des Wassers und Zugabe von [Natriumcarbonat](#) (Soda)

**Eigenschaften**

## Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#)

### Physikalische Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#)



## Verwendung

### Verwendung [\[Bearbeiten\]](#)

Ein großer Teil des produzierten Lithiumcarbonates wird nicht zum Metall reduziert, sondern entweder direkt als Lithiumcarbonat eingesetzt oder zu anderen Verbindungen umgesetzt. Aber auch das Metall wird in einigen Anwendungen benötigt. Die wichtigsten Verwendungszwecke von Lithiumverbindungen findet man im Abschnitt „[Verbindungen](#)“.



## Nachweis

### Nachweis [\[Bearbeiten\]](#)



Li-Flammenfärbung  
Lithiumverbindungen zeigen eine karmine rote [Flammenfärbung](#), die

**Sicherheitshinweise**

**Gefahrenhinweise** [\[Bearbeiten\]](#)

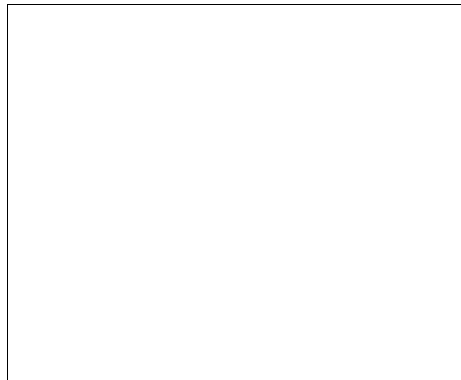
Lithium entzündet sich an der Luft im flüssigen Zustand und als Metallstaub bereits bei Normaltemperatur.<sup>[33]</sup> Aus diesem Grund muss Lithium auch unter Luftausschluss, meist unter [Petroleum](#) gelagert werden. Bei höheren Temperaturen ab 190 °C wird bei Kontakt mit Luft sofort überwiegend Lithiumoxid gebildet. In reinem [Sauerstoff](#) entzündet sich Lithium ab etwa 100 °C. In einem reinen [Sauerstoffatmosphäre](#) reagiert

**Vorkommen im Universum**

**Vorkommen außerhalb der Erde**  
[\[Bearbeiten\]](#)

Nach dem [Urknall](#) ist neben Wasserstoff- und Heliumisotopen auch eine nennenswerte Menge an Isotops <sup>7</sup>Li entstanden. Dies ist aber zum größten Teil heute nicht mehr vorhanden, da in [Sternen](#) Lithium mit Wasserstoff in der [Proton-Proton-Reaktion](#) fusioniert und so verbraucht

**Biologische Bedeutung**



**Name**  
Beryllium

**Symbol**  
Be

**Ordnungszahl**  
4

**Bild**



**Vorkommen**

### Vorkommen [\[Bearbeiten\]](#)

Das seltene Element kommt in rund 30 verschiedenen Mineralien vor. Die wichtigsten sind **Bertrandit** ( $4\text{BeO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) (Vereinigte Staaten) und **Beryll** ( $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$ ) (Volksrepublik China, Russland und Brasilien). Die schönsten und wertvollsten beryllhaltigen

**Gewinnung**

### Herstellung [\[Bearbeiten\]](#)

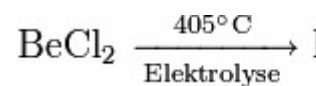
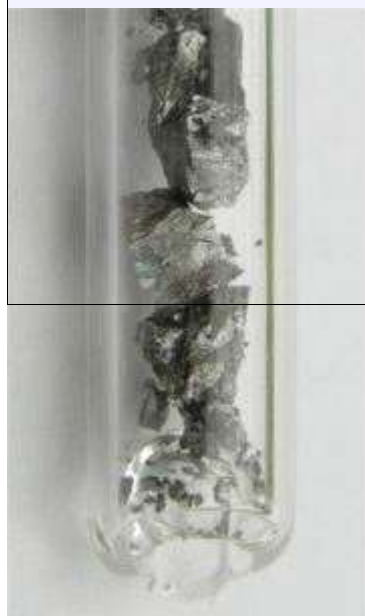
[\[Bearbeiten\]](#)

Elementares Beryllium lässt sich durch Reduktion von **Berylliumfluorid** mit Magnesium bei  $900^\circ\text{C}$  herstellen.



**Eigenschaften**

### Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#)



## Verwendung

### Verwendung [Bearbeiten]

**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. Prozesse für die Herstellung von Berylliummetall und für das **Legieren** mit **Kupfer** oder/und **Nickel** verwenden **Berylliumhydroxid** und Berylliumoxid als Ausgangsstoff.

Trotz der herausragenden Eigenschaften des Berylliums ist es

## Nachweis

**Sicherheitshinweise**

**Sicherheitshinweise** [\[Bearbeiten\]](#)

Beryllium, Berylliumoxid und Berylliumsalze sind giftig und **karzinogen**. Beryllium kann zu **Haut-, Lungen-, Milz- und Leberschäden** führen.

Beryllium akkumuliert sich im menschlichen Körper und führt nach jahrelanger **Latenzzeit** zur Bildung von **Tumoren**. Gefährlich ist vor allem inhaledes Beryllium, es führt zur

**Vorkommen im Universum**

**Biologische Bedeutung**

**Name**

Bor

**Symbol**

B

**Ordnungszahl**

5

**Bild**



**Vorkommen**

Bor kommt in der Natur nur in sauerstoffhaltigen Verbindungen vor. Große Lagerstätten befinden sich in der [Türkei](#), den USA ([Mojave-Wüste](#)) und [Argentinien](#). [Staßfurter Kalisalze](#) enthalten geringe Mengen vergesellschafteten [Boracit](#).

Die größten Boratminen befinden sich in der [Türkei](#) (ca. 72 % des

**Gewinnung**

Amorphes Bor wird durch die Reduktion von [Bortrioxid](#),  $B_2O_3$ , mit [Magnesiumpulver](#) hergestellt.

Kristallines Bor erhält man durch

**Eigenschaften**

Wegen der hohen Ionisierungsenergie sind von Bor keine  $B^{3+}$ -[Kationen](#) bekannt. Die komplizierten Strukturen in vielen Borverbindungen und deren Eigenschaften zeigen, dass die Beschreibung der Bindungsverhältnisse als [kovalent](#), [metallisch](#) oder [ionisch](#) stark vereinfachend sind und durch einen [Molekülorbital\(MO\)-Ansatz](#) ersetzt werden müssen.

## Verwendung

Die wirtschaftlich wichtigste Verbindung ist **Borax** (Natriumtetraborat-Decahydrat,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ ) zur Herstellung von Isolierstoffen und Bleichstoffen (**Perborate**). Weitere Anwendungen:

Wasserlösliche Borate reagieren deutlich alkalisch und wirken damit reinigend. Dieser Sachverhalt war schon den alten Völkern Nordafrikas und Arabiens bekannt, die das "Burah" abbauten und als Reinigungsmittel verwandten. Der Markenname "Persil" (eingetragenes Wz. der Fa. Henkel) zeugt davon, daß auch in heutzutageigen Waschmitteln noch Bor-Verbindungen zugesetzt werden (PERborat-SILikat). Bor und Stickstoff  
zusammengenommen haben

## Nachweis

Bor lässt sich in der analytischen Chemie mit der Curcumin-Methode quantitativ in Form des rot-gefärbten Komplexes **Rosocyanin** nachweisen. Hierzu wird eine Probe des Borhaltigen Materials oxidativ aufgeschlossen. Die sich durch den Aufschluss gebildete **Borsäure** kann anschließend **kolorimetrisch** bestimmt werden.

**Sicherheitshinweise**

Elementares Bor in geringen Dosen ist nicht giftig. Einige Borverbindungen wie die Borane (Borwasserstoffverbindungen) sind allerdings hochgradig toxisch und müssen mit größter Sorgfalt gehandhabt werden.

**Vorkommen im Universum**

Im Urknall entstanden nur die leichtesten Elemente Wasserstoff, Helium sowie in geringen Mengen Lithium, Beryllium und Bor. Schwerere Stoffe wurden erst danach von Sternen produziert. Die nukleare Astrophysik befasst sich mit den hierfür verantwortlichen kernphysikalischen Prozessen.

Im Weltall ist Bor - wie auch Lithium und Beryllium - ein seltenes Element, da es in der Fusionskette "ausgespart" wird.

**Biologische Bedeutung**

Vorkommen in Blättern und Mehl

**Name**            **Symbol**

Kohlenstoff (Dia)   C

**Ordnungszahl**

6

**Bild**



**Vorkommen**

Die größten Diamantenvorkommen befinden sich in [Russland](#), [Afrika](#), insbesondere in [Südafrika](#), [Namibia](#), [Botsuana](#), der [Demokratischen Republik Kongo](#) und [Sierra Leone](#), in [Australien](#) und in [Kanada](#). Es wurden aber auf allen [Kontinenten](#) Diamanten gefunden. In Europa gibt es bei [Archangelsk](#) ein Vorkommen. Die Weltproduktion an Naturdiamant (etwa durch [Rio Tinto Group](#)) liegt heute bei etwa zwanzig Tonnen pro Jahr und deckt bei weitem nicht mehr den Bedarf der Industrie

**Gewinnung**

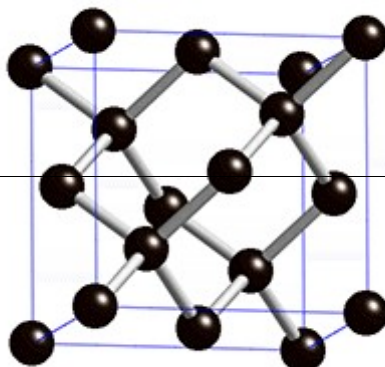
## Entstehung und Gewinnung

[\[Bearbeiten\]](#)

Diamanten bilden sich im Erdmantel unter hohem Druck und Temperaturen, typischerweise in einer Tiefe von etwa 150 Kilometern

**Eigenschaften**

## ufbau und chemisches Verhalten [\[Bearbeiten\]](#)

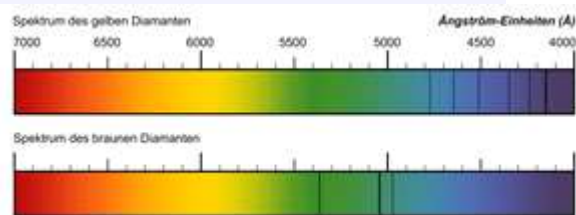


## Verwendung

Die prestigeträchtigste Anwendung finden Diamanten als hochwertige **Schmucksteine**. Eine höhere wirtschaftliche Bedeutung haben sie aber heute durch ihre industrielle Verwendung als **Schneidstoff** von **Bohr-, Schneid-, Schleifwerkzeugen** sowie als Zugabe in Polierpasten, wobei man sich ihre große Härte, Verschleißfestigkeit und ihr Wärmeleitvermögen zunutze macht. Es ist in vielen Bereichen ausgesprochen wirtschaftlich, Diamantwerkzeuge einzusetzen, wodurch Ausfallkosten und Umrüstzeiten zum Beispiel für Werkzeuge minimiert werden können. Die geforderte Oberflächenqualität lässt sich oft mit Hilfe von Diamantwerkzeugen ohne zusätzliche

## Nachweis

### Diamantbestimmung [Bearbeiten]



Diamant-Spektrum, Zahlenangaben in **Ångström**-Einheiten

Kriterien zur Erkennung eines Diamanten sind seine Dichte, Härte, Wärmeleitfähigkeit, Glanz, Lichtstreuung oder Dispersion, Lichtbrechung oder **Refraktion** sowie Art und Ausbildung vorhandener Einschlüsse.

Ein weiteres wichtiges **Unterscheidungsinstrument** zwischen

**Sicherheitshinweise**

**Konflikte (*conflict*)** [Bearbeiten]

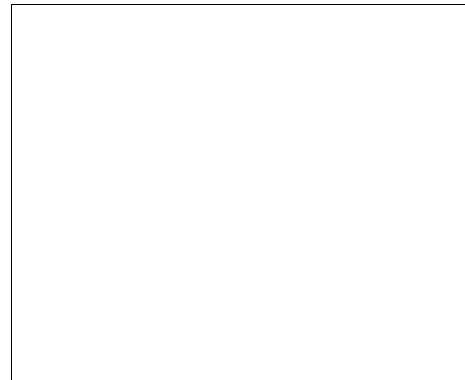
Diamanten zur Finanzierung von Bürgerkriegen (siehe 'Soziale Einflüsse') sind geächtet und treten zunehmend als „fünftes C“ in das Bewusstsein der Bevölkerung. Diamanten ohne Herkunftsangabe sind daher ebenfalls weniger gefragt.

**Vorkommen im Universum**

**Kohlenstoffplaneten** [Bearbeiten]

Wissenschaftler vermuten, dass in der Milchstraße Kohlenstoffplaneten existieren, die kilometerdicke Diamantschichten enthalten könnten. Auch in der Nähe des Zentrums der Milchstraße werden solche Himmelskörper vermutet, da die Sterne dort durchschnittlich höheren Kohlenstoffgehalt aufweisen. In der Zukunft könnten sich Kohlenstoffplaneten häufen, weil durch

**Biologische Bedeutung**



**Name**            **Symbol**

Kohlenstoff - Gr    C

**Ordnungszahl**

6

**Bild**



**Vorkommen**

Österreich nahm in den 1960er-Jahren den nach [Südkorea](#) zweiten Platz unter den graphiterzeugenden Ländern der Erde ein (Höchststand 1964 mit etwa 100.000 Tonnen Förderung). Der größte und 1997 eingestellte Bergbau befand sich in Kaisersberg bei [Sankt Stefan ob Leoben](#) in der [Steiermark](#); im Frühjahr 2008 wurde dieser Bergbau wiedereröffnet und es wird Abbau im kleinen Rahmen betrieben. Bis 1991 bestand in Sunk bei [Trieben](#) im Paltental (Steiermark) ein Bergbau, in dem Graphit mit einem sehr hohen

**Gewinnung**

Durch [Verkoken](#) kohlenstoffhaltiger Materialien entstehen graphitierbare Kohlenstoffe. Ausgangssubstanzen sind zum Beispiel [Braunkohle](#), [Steinkohle](#), [Erdöl](#) und Peche, aber auch Kunststoffe. Bei der Graphitierung erfolgt durch Erhitzen unter

**Eigenschaften**

Graphit [sublimiert](#) bei einer Temperatur von 3825 °C. Er löst sich durch [Säuren](#) nicht auf und ist unter Normalbedingungen unmagnetisch. Durch [Pyrolytische Behandlung](#) wird Graphit jedoch [diamagnetisch](#). Auffällig ist das starke [anisotropische](#) Verhalten von Graphit insbesondere der Härte und der [elektrischen Leitfähigkeit](#).

Im kristallinen Graphit liegen parallel

## Verwendung

Graphit wird vielfältig genutzt als

- [Bleistiftmine](#)
- teilweise: [Golfschläger](#)
- teilweise: [Badmintonschläger](#)
- [Schmierstoff](#)
- Werkstoff für selbstschmierende [Lager](#) und [Dichtungen](#)
- Füller zur Verbesserung der [elektrischen Leitfähigkeit](#) und zum Herabsetzen des [Reibbeiwertes](#) von [Kunststoffen](#)
- [Kohlebürste](#) in elektrischen [Motoren](#)

## Nachweis

1. ? [D. R. Lide: CRC handbook of chemistry and physics: A ready-reference book of chemical and physical data. 87. Aufl. Boca Raton Fla. : CRC Taylor & Francis, 2006 – ISBN 0-8493-0487-3](#)
2. ? [Sicherheitsdatenblatt \(Merck\) für Holzkohle](#)

**Sicherheitshinweise**

**Vorkommen im Universum**

**Biologische Bedeutung**

Kohlenstoff ist das wichtigste Element der **Biosphäre**, es ist in **Lebewesen** nach **Sauerstoff (Wasser)** nach Gewicht das häufigste Element. **Geologisch** dagegen zählt es nicht zu den häufigsten Elementen.

Kohlenstoff ist in allen Lebewesen enthalten, alles lebende Gewebe ist aus (organischen)

**Name**  
Stickstoff

**Symbol**  
N

**Ordnungszahl**  
7

**Bild**



**Vorkommen**

Schon im 19. Jahrhundert erkannte man, dass ein großer Teil der pflanzlichen Materie Stickstoff enthält und ein wichtiges Bauelement aller Lebewesen ist. Er ist das wesentliche Element der **Proteine** und **Proteide** (Eiweißstoffe) und der **DNA**. Stickstoff ist daher auch Baustein aller **Enzyme**, die den pflanzlichen, tierischen und

**Gewinnung**

Primär wird Stickstoff heute durch die **fraktionierte Destillation** verflüssigter Luft in **Luftzerlegungsanlagen** mit einer Reinheit von bis zu 99,99999% gewonnen. Stickstoff mit Verunreinigungen unter 1 **ppb** erfordert zusätzliche

**Eigenschaften**

**Eigenschaften** [\[Bearbeiten\]](#)

**Molekularer Stickstoff** [\[Bearbeiten\]](#)

Molekularer Stickstoff ist ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas, welches bei tiefen Temperaturen (? 196 °C) zu einer farblosen Flüssigkeit kondensiert. Stickstoff ist in Wasser wenig löslich (23,2 ml Stickstoff in 1 l Wasser bei 0 °C) und nicht brennbar.

## Verwendung

### Stickstoffverbindungen [\[Bearbeiten\]](#)

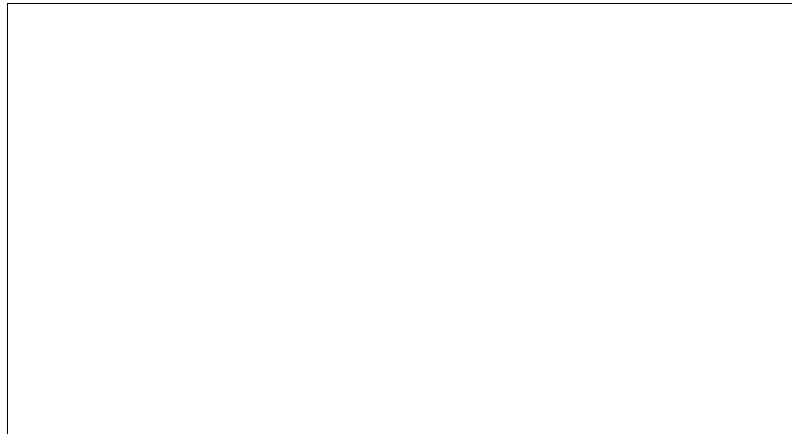
Stickstoff wird zur Synthese von [Ammoniak \(Haber-Bosch-Verfahren\)](#) und Kalkstickstoff und bei chemischen Reaktionen verwendet. Darüber hinaus finden Stickstoffverbindungen mannigfaltige Anwendungen im Bereich der organischen Chemie und dienen als [Düngemittel](#).

Viele [Sprengstoffe](#) sind Stickstoffverbindungen. Es handelt sich meistens um Nitro-Verbindungen. Bei ausreichend Nitro-Gruppen im Molekül können die Sauerstoffatome der Nitro-Verbindung bei ausreichender Anregung mit den Kohlenstoff- oder Wasserstoffatomen im selben Molekül exotherm reagieren und somit wird aus

## Nachweis

Stickstoff, der in organisch gebundener Form vorliegt, kann qualitativ mittels [Lassaignescher Probe](#) und quantitativ mittels der [Kjeldahlschen Stickstoffbestimmung](#) oder [Elementaranalyse](#) erfasst werden. Für anorganisch gebundenen Stickstoff werden als [Nachweisreaktion](#) die Kreuzprobe für [Ammoniumionen](#) oder die [Ringprobe](#) für [Nitrationen](#) durchgeführt. Zur Durchführung der Ringprobe wird die Probelösung (schwefelsauer, schwermetalldfrei) mit frischer Eisen(II)-sulfat-Lösung versetzt und mit konzentrierter [Schwefelsäure](#) unterschichtet. An der Grenzfläche zwischen beiden Flüssigkeiten werden die Nitrationen zu Stickstoffmonoxid (NO) reduziert. Dieses Radikal bildet in wässriger Lösung mit weiteren Eisenionen einen

## Sicherheitshinweise



## Vorkommen im Universum

### Die Oberfläche

Der Pluto hat teils dunkle u  
sehr helle Flecken, wobei d  
hellen Flecken aus gefroren  
Stickstoff (98%) mit ein we  
Methan zu bestehen schein

### Die Atmosphäre

Pluto hat eine sehr dünne  
Atmosphäre, die ebenfalls  
Stickstoff, Methan und  
Kohlenmonoxyd bestehen  
Wahrscheinlich ist seine

## Biologische Bedeutung

### Stickstoffkreislauf

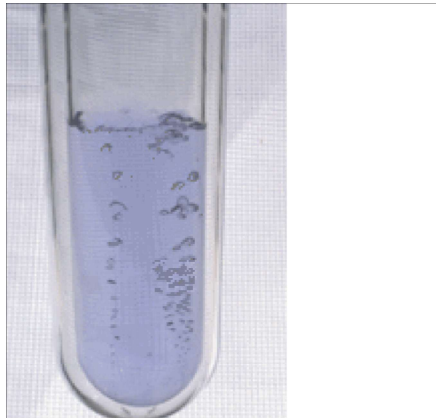


**Name**  
Sauerstoff

**Symbol**  
O

**Ordnungszahl**  
8

**Bild**



**Vorkommen**

### Vorkommen auf der Erde

[\[Bearbeiten\]](#)



**Gewinnung**

### Gewinnung und Darstellung

[\[Bearbeiten\]](#)



**Eigenschaften**

### Physikalische Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#)

Molekularer Sauerstoff ist ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas, welches bei  $-182,97\text{ °C}$ <sup>[4]</sup> zu einer farblosen Flüssigkeit kondensiert. In dicken Schichten zeigt gasförmiger und flüssiger Sauerstoff eine blaue Farbe. Unterhalb  $-218,75\text{ °C}$ <sup>[4]</sup> erstarrt Sauerstoff zu blauen Kristallen. Das Element kommt fest in mehreren Modifikationen vor. Zwischen  $-218,75$  und

## Verwendung

Sauerstoff wird für industrielle Verbrennungs-, Oxidations- und Heizprozesse, in der Medizin und in Luft- und Raumfahrt verwendet.

### **Medizin** [\[Bearbeiten\]](#)

Verletzungen und viele Erkrankungen der Lunge sowie einige Herzkrankheiten und insbesondere [Schockzustände](#) können zu einem Sauerstoffmangel ([Hypoxie](#)) in den Schlagadern ([Arterien](#)) und im Gewebe lebenswichtiger Organe führen. Aus diesem Grund wird Patienten in der [Notfall-](#) und [Intensivmedizin](#) sehr häufig zusätzlicher Sauerstoff verabreicht. Bei selbstständig atmenden Patienten wird die Umgebungsluft mit Hilfe verschiedener Sonden und

## Nachweis


Zur genaueren Bestimmung der Sauerstoffkonzentration eines [Gases](#) finden unterschiedliche Messverfahren Anwendung, die von dem zu erfassenden Konzentrationsbereich und den begleitenden Substanzen abhängen. Man kann [physikalische](#) und [chemische](#) Messverfahren unterscheiden.

### **Glimmspanprobe** [\[Bearbeiten\]](#)

Sauerstoff kann dadurch nachgewiesen werden, dass er Verbrennungen unterhält. Am einfachsten ist die [Nachweisreaktion](#) über die so genannte [Glimmspanprobe](#), bei der ein leicht glühender Holzspan in das zu untersuchende Gasgemisch gehalten wird, ein Aufleuchten weist auf hohe Sauerstoffkonzentrationen hin.

### **Paramagnetisches Verfahren**

## Sicherheitshinweise

|  |                                 |
|--|---------------------------------|
|  |                                 |
| <b>O</b>   |                                 |
| <b><u>Brand-</u></b><br><b><u>fördernd</u></b>                                     |                                 |
| <b><u>R- und S-Sätze</u></b>   | R: <b>8</b><br>S: <b>(2)-17</b> |

## Vorkommen im Universum

### Vorkommen im Weltraum

[\[Bearbeiten\]](#)

Im [Weltall](#) ist Sauerstoff nach [Wasserstoff](#) und [Helium](#) das dritthäufigste Element. Der Massenanteil von Sauerstoff im Sonnensystem etwa 0,8 % entspricht einem Anzahlanteil etwa 500 [ppm](#).<sup>[5]</sup>

Sauerstoff ist *nicht* in der [primordialen Nukleosynthese](#) entstanden, entsteht aber in

## Biologische Bedeutung

### Biologische Bedeutung

[\[Bearbeiten\]](#)

Sauerstoff befindet sich in der Natur in einem steten Kreislauf. Er wird ständig von [autotrophen](#) Lebewesen wie [Cyanobakterien](#) (veraltet: [Blualgen](#)), [Algen](#) und [Pflanzen](#) bei der oxygenen [Photosynthese](#) durch [Photolyse](#) aus [Wasser](#) freigesetzt. Er

**Name**  
Fluor

**Symbol**  
F

**Ordnungszahl**  
9

**Bild**



**Vorkommen**

## Vorkommen [\[Bearbeiten\]](#)



**Gewinnung**

## Gewinnung und Darstellung [\[Bearbeiten\]](#)

[\[Bearbeiten\]](#)

Das Ausgangsmaterial für die Gewinnung von elementarem Fluor und anderer Fluorverbindungen ist überwiegend Fluorit

**Eigenschaften**

## Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#)

### Physikalische Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#)

Fluor ist bei Raumtemperatur ein blassgelbes, stark riechendes Gas. Die Farbe ist von der Schichtdicke abhängig, unterhalb von einem Meter Dicke erscheint das Gas farblos, erst darüber ist es gelb. Unterhalb von  $-188,13\text{ °C}$ <sup>[1]</sup> ist Fluor flüssig und von „kanariengelber“

## Verwendung

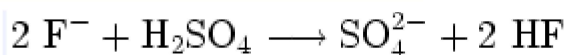
### Verwendung [\[Bearbeiten\]](#)

Auf Grund der hohen Reaktivität und des schwierigen Umgangs mit Fluor kann elementares Fluor nur eingeschränkt verwendet werden. Es wird überwiegend zu fluorierten Verbindungen weiterverarbeitet, die auf andere Weise nicht hergestellt werden können. Der größte Teil des produzierten Fluors wird für die Herstellung von **Uranhexafluorid** benötigt. Dieses ist ein wichtiges Zwischenprodukt in der **Urangewinnung** für **Kernkraftwerke**. Mit Hilfe des Uranhexafluorid ist es möglich, das gewünschte  $^{235}\text{U}$  **anzureichern**. Ein zweites wichtiges Produkt, das nur mit Hilfe von

## Nachweis

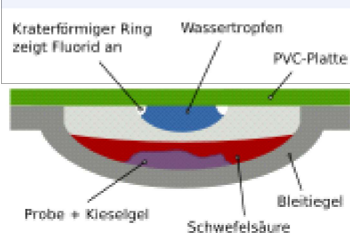
### Nachweis [\[Bearbeiten\]](#)

Für **Fluoridionen** existieren mehrere **Nachweise**. Bei der sogenannten **Kriechprobe** wird in einem **Reagenzglas** aus Glas eine fluoridhaltige Substanz mit konzentrierter **Schwefelsäure** versetzt.



Fluorid-Ionen reagieren mit Schwefelsäure zu Sulfat-Ionen und Fluorwasserstoff.

Es steigen Fluorwasserstoffdämpfe auf, die das Glas anätzen. Gleichzeitig ist die Schwefelsäure auf Grund der Veränderung der Oberfläche nicht mehr in der Lage, das Glas zu **benetzen**.<sup>[21]</sup>



**Sicherheitshinweise**

**Sicherheitshinweise** [\[Bearbeiten\]](#)

Auf Grund seiner hohen Reaktivität muss Fluor in speziellen Behältnissen aufbewahrt werden. Die [Werkstoffe](#) müssen dabei so beschaffen sein, dass sie durch den Kontakt mit Fluor eine Passivierungsschicht ausbilden und so eine Weiterreaktion verhindern. Beispiele für geeignete Werkstoffe sind [Stahl](#) oder die [Nickel-Kupfer-Legierung Monel](#). Nicht geeignet sind beispielsweise [Glas](#), das

**Vorkommen im Universum**

Fluor steht in den Spektren massearmer Sterne geschr

**Biologische Bedeutung**

**Biologische Bedeutung**

[\[Bearbeiten\]](#)

Fluor ist kein für den menschlichen [Organismus essentielles Spurenelement](#). Im Körper sind etwa 5 g Fluorid (bei 70 kg Körpergewicht) enthalten.<sup>[22]</sup> Es ist sehr ungleichmäßig verteilt, der weitaus größte Teil ist in den [Knochen](#) und [Zähnen](#) enthalten.

**Name**  
Neon

**Symbol**  
Ne

**Ordnungszahl**  
10

**Bild**



**Vorkommen**

Das seltene Element Neon kommt atomar in der [Luft](#) vor und steht in der Häufigkeit der chemischen Elemente an 77. Stelle, zwischen Platin und Helium. Die technische Gewinnung erfolgt durch [fraktionierte Destillation](#) von verflüssigter Luft. Auch wenn es auf der Erde eines der seltensten natürlichen Elemente ist, so kommt es im Weltall (nach [Wasserstoff](#) und [Helium](#)) am dritthäufigsten vor.<sup>[4]</sup>

**Gewinnung**

**Das Edelgas fällt als Nebenprodukt bei der fraktionierten Destillation von verflüssigter Luft an (Näheres siehe bei [Argon](#)).**

<http://www.seilnacht.com/Lexikon/Neon>

**Eigenschaften**

Neon ist das zweitleichteste Edelgas. Wie alle Edelgase liegt es in atomarer Form vor und hat eine abgeschlossene Außenschale. Es sind keine natürlichen chemischen Verbindungen mit Neon bekannt. Im Labor konnten jedoch schon Verbindungen mit Fluor dargestellt werden <sup>[5]</sup>. In Gasentladungsröhren leuchtet es je nach dem innerem Gasdruck rot-orange, blauviolett und rotviolett <sup>[6]</sup>, Neon hat auf das Volumen bezogen eine 40-mal größere "Kältekapazität" als Helium und eine 3-mal größere Kältekapazität als [Wasserstoff](#). Unter den Edelgasen hat es die größte Entladespannung und den größten Entladestrom. Kritische Daten: Temperatur - 246,03 °C , Druck 26,54 <sup>[7]</sup>

## Verwendung

Das rote Licht der [Neonröhren](#) kann als [Reklameleuchte](#) verwendet werden. [Leuchtstofflampen](#) (also die, die in einem kalten Weiß leuchten) werden fälschlich als „Neonröhren“ bezeichnet. Es sind aber mit Quecksilberdampf gefüllte Röhren, deren Glaskolben innen mit entsprechenden [Luminophoren](#) (Leuchtstoffe) beschichtet sind, die das ultraviolette Licht des Quecksilbers in sichtbares Licht verwandeln.

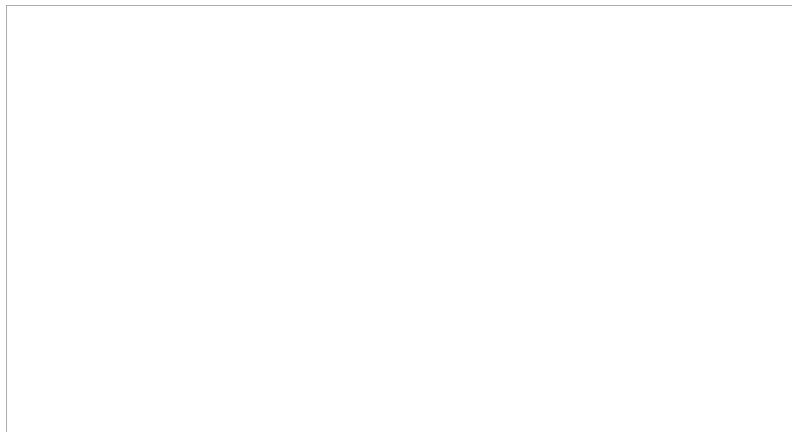
Weitere Anwendungen:

- Signal- und Kontrollleuchten, Glimmlampen
- [Stroboskoplampen](#)

## Nachweis

1. [?](#) L. C. Allen, J. E. Huheey: *The definition of electronegativity and the chemistry of the noble gases*. In: *Journal of Inorganic and Nuclear Chemistry*. 42, 1980, S. 1523-1524  
(doi:[10.1016/0022-1902\(80\)80132-1](https://doi.org/10.1016/0022-1902(80)80132-1))
2. [?](#) T. L. Meek: *Electronegativities of the Noble Gases*. In: *Journal of chemical education*. 72, Nr. 1, 1995, S. 17-18.
3. [?](#) [Eintrag zu Neon](#)

Sicherheitshinweise



Vorkommen im Universum

Neon ist das  
Dritthäufigste  
Element im  
Weltraum

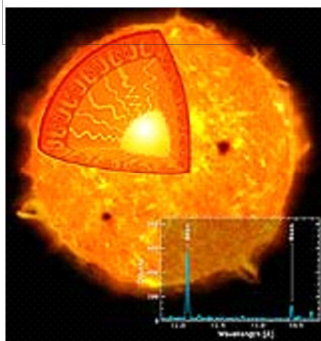
Sonne enthält mehr Neon als  
Analysen umgebender Stern

**Die Sonne und die uns umgebenden  
Sternen sind reich an Neon. Das haben  
jüngere sonnenähnlicher  
Sternen ergeben. Sollte sich dies bei  
in die Funktionsweise unserer**

RSS PD/Biologische Bedeutung  
Sitemap Meinung  
Kontakt

## Wie giftig sind Neonröhren?

Wenn diese z.B. runterfallen und  
zerbrechen. Sind doch Gase (Neon :  
bzw. so ein Staub drin, wie sieht es  
damit aus?

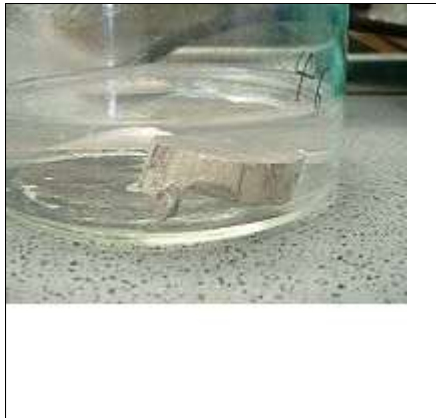


**Name**  
Natrium

**Symbol**  
Na

**Ordnungszahl**  
11

**Bild**



**Vorkommen**

**Vorkommen** [\[Bearbeiten\]](#)



**Gewinnung**

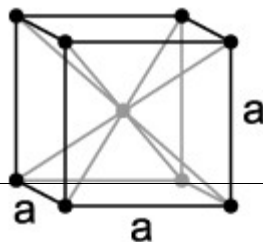
**Gewinnung und  
Darstellung**

[\[Bearbeiten\]](#)

**Eigenschaften**

**Eigenschaften** [\[Bearbeiten\]](#)

**Physikalische Eigenschaften** [\[Bearbeiten\]](#)



## Verwendung

### Verwendung [\[Bearbeiten\]](#)



☐ Straßenleuchte mit [Natriumdampf-Hochdrucklampen](#), erkennbar am typischen orange-gelben Licht.

## Nachweis

### Nachweis [\[Bearbeiten\]](#)



☐ Typische Flammenfärbung

Der qualitative Nachweis und die quantitative Bestimmung erfolgen [steigerungstechnisch](#) durch die intensivi-

**Sicherheitshinweise**

**Sicherheitshinweise** [\[Bearbeiten\]](#)

Kleinere Mengen Natrium werden unter [Petroleum](#) aufbewahrt. Für größere Mengen gibt es integrierte Handhabungssysteme mit [Schutzgasatmosphäre](#). Das Natrium ist trotz Schutzgas oder Petroleum häufig von einer Schicht aus NaOH und Na<sub>2</sub>O überzogen.

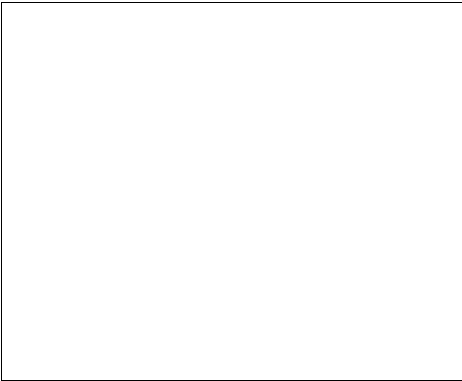
Natriumbrände lassen sich mit [Metallbrandpulver](#) (Kochsalz),

**Vorkommen im Universum**

Natrium ist ein, auch im [Weltall](#) insgesamt, relativ häufig vorkommendes Element. Im ausgestrahlten [Licht](#) vieler [Himmelskörper](#), auch dem der [Sonne](#), können die gelben [Spektrallinien](#) dieser Serie gut nachgewiesen werden.

Aus <http://lexikon.calsky.com/de/natrium.php>

**Biologische Bedeutung**



**Name**            **Symbol**  
Magnesium        Mg

**Ordnungszahl**  
12

**Bild**



**Vorkommen**

Magnesium kommt in der Natur wegen seiner Reaktionsfreudigkeit nicht in elementarer Form vor. Als [Mineral](#) tritt es überwiegend in Form von [Carbonaten](#), [Silicaten](#), [Chloriden](#) und [Sulfaten](#) auf. In Form von [Dolomit](#) ist ein Magnesiummineral sogar gebirgsbildend, so z. B. in den [Dolomiten](#).

**Gewinnung**

Die Gewinnung von Magnesium erfolgt vorwiegend über zwei Wege:

- Durch [Schmelzflusselektrolyse](#) von geschmolzenem Magnesiumchlorid in [MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O](#)

**Eigenschaften**

Das feste, silbrig-glänzende [Leichtmetall](#) Magnesium, das ca. ein Drittel leichter als Aluminium ist, überzieht sich an [Luft](#) mit einer Oxidschicht, die, im Gegensatz zu Aluminium, nicht deckend ist. Grund dafür ist, dass das Magnesiumoxid, MgO, mit 10,96 cm<sup>3</sup>/mol ein geringeres Molvolumen als Magnesium (13,96 cm<sup>3</sup>/mol) selbst hat. Im [Wasser](#) überzieht sich Magnesium mit einer schwerlöslichen [Magnesiumhydroxidschicht](#), welche bei höheren

## Verwendung

### Metallisches Magnesium



Ein Stab aus Magnesium  
(davor eine Kupfermünze zum  
Größenvergleich)



## Nachweis

Der **Nachweis** von Magnesium gelingt am besten mittels [Magneson II](#), [Titangelb](#) oder [Chinalizarin](#).

Zum Nachweis mit Magneson II (4-(4-Nitrophenylazo)-1-naphthol) wird die Ursubstanz in Wasser gelöst und alkalisch gemacht. Danach gibt man einige Tropfen einer Lösung des [Azofarbstoffs](#) Magneson II hinzu. Bei Anwesenheit von Magnesium-Ionen entsteht ein dunkelblauer Farblack. Andere Erdalkalimetalle sollten vorher durch Fällung als Carbonate entfernt werden.

Zum Nachweis mit Titangelb (Thiazolgelb G) wird die Ursubstanz in Wasser gelöst und angesäuert. Anschließend wird sie mit einem Tropfen der Titangelb-Lösung versetzt und mit verdünnter Natrienlösung

Sicherheitshinweise

## Gefahren und Schutzmaßnahmen

Die Gefahren durch Magnesium hängen stark von der Temperatur und der Teilchengröße ab. Kompaktes Magnesium ist bei Temperaturen unterhalb des Schmelzpunktes ungefährlich. Magnesiumspäne und -pulver sind [leichtentzündlich](#), da sie – bedingt durch die große Oberfläche – leicht mit dem Sauerstoff der Luft reagieren können. Je

Vorkommen im Universum

Biologische Bedeutung

**Name**            **Symbol**

Aluminium      Al

**Ordnungszahl**

13

**Bild**



**Vorkommen**

Aluminium ist mit einem Anteil von 7,57 [Gewichtsprozent](#) nach [Sauerstoff](#) und [Silicium](#) das dritthäufigste Element der [Erdkruste](#) und damit das häufigste [Metall](#).

Es gibt einige wenige Fundorte für [gediegenes](#) Aluminium: In [Russland](#) ([Ostsibirien](#), [Ural](#)); in der [Volksrepublik China](#) ([Guangdong](#),

**Gewinnung**

Die industrielle Erzeugung wurde durch den Pariser Universitätsprofessor [Louis Jacques Thénard](#) veranlasst.



**Eigenschaften**



Das reine [Leichtmetall](#) Aluminium hat aufgrund einer sich sehr schnell an der [Luft](#) bildenden dünnen [Oxidschicht](#) ein stumpfes, silbergraues Aussehen. Diese undurchdringliche Oxidschicht macht reines Aluminium sehr [korrosionsbeständig](#), sie erreicht eine Dicke von ca. 0,05  $\mu\text{m}$ <sup>[4]</sup>.

Diese Oxidschicht schützt auch vor weiterer Oxidation, ist aber bei der [elektrischen](#)

## Verwendung

In den letzten Jahren kam es zu einem deutlichen Preisanstieg von Aluminium am Weltmarkt (Stand Mai 2008: ca. 1800 Euro/Tonne bei 99,7 % Reinheit)<sup>[5]</sup>

## Konstruktionswerkstoff [\[Bearbeiten\]](#)



typisches Druckguss-Teil aus einer Aluminiumlegierung (Teil eines Staubsaugergebläses)

## Nachweis

Aluminiumsalze weist man durch Glühen mit verdünnter Kobaltnitratlösung auf der [Magnesia-Rinne](#) nach. Dabei entsteht das Pigment [Thénards Blau](#) (auch Kobaltblau oder Cobaltblau, Dumonts Blau, Coelestinblau, Leithners Blau, Cobaltaluminat). Es ist ein Cobaltaluminiumspinell mit der Formel  $\text{CoAl}_2\text{O}_4$ . Diese [Nachweisreaktion](#) wurde 1795 von Leithner durch Glühen von [Aluminiumsulfat](#) und [Cobalt\(II\)-nitrat](#) ( $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ) entdeckt.

## Nachweis mittels Kryolithprobe [\[Bearbeiten\]](#)

Die Probelösung wird alkalisch gemacht, um Aluminium als [Aluminiumhydroxid](#)  $\text{Al}(\text{OH})_3$  zu [fällen](#). Der Niederschlag wird abfiltriert und mit einigen Tropfen [Phenolphthalein](#)

Sicherheitshinweise

Sicherheitshinweise

**Gefahrstoffkennzeichnung**  
aus RL 67/548/EWG, Anh. I <sup>[1]</sup>

**Pulver**



Leicht-  
entzündlich

Vorkommen im Universum

Im Weltraum neuen Legierungen auf der Spur **Biologische Bedeutung**

Dipl.-Ing. Marius Steinbach, Pressestelle  
Technische Universität Chemnitz  
23.05.1996 S: (2)-7/8-43

In 250 Kilometern Höhe n Legierungen auf der Spur

Chemnitzer Forscher experimentieren in der Schwerelosigkeit

**Aluminium in Natur und Organismen** [Bearbeitet]

Aluminium ist eines der wenigen reichlich vorhandenen Elemente, die anscheinend von Lebewesen nicht genutzt werden. Der Grund könnte darin liegen, dass Aluminium ursprünglich, als sich das Leben im

**Name**  
Silicium

**Symbol**  
Si

**Ordnungszahl**  
14

**Bild**



**Vorkommen**

### **Nutzung in vorindustrieller Zeit** [\[Bearbeiten\]](#)

Siliciumhaltige Verbindungen, vor allem Gesteine, spielen in der Menschheitsgeschichte als Baumaterial traditionell eine wichtige Rolle. Typische Beispiele für frühe Bauwerke aus Stein sind [Stonehenge](#) oder die ägyptischen

**Gewinnung**

### **Gewinnung im Labor** [\[Bearbeiten\]](#)

**Eigenschaften**

### **Silicatkreislauf** [\[Bearbeiten\]](#)

Silikatische Mineralien werden permanent durch Reaktion mit der Kohlensäure des Wassers zu Metakieselsäure und Carbonaten abgebaut, wie am Beispiel des Calciumsilikats gezeigt werden kann:

## Verwendung

1947 entdecken [John Bardeen](#), [Walter Brattain](#) und [William Shockley](#) den regelbaren elektrischen Widerstand, den [Transistor](#), zunächst an einem [Germaniumkristall](#). Es dauerte einige Zeit, bis das verbindungsfreundige Silicium in der für Halbleitereigenschaften notwendigen Reinheit isoliert werden konnte. 1958 entwickeln [Robert Noyce](#) bei [Fairchild](#) und [Jack S. Kilby](#) bei [Texas Instruments](#) unabhängig voneinander die [integrierte Schaltung](#) (IC) auf einem Silicium-Chip.<sup>[10]</sup> Heutzutage stellt Silicium das Grundmaterial der meisten Produkte der Halbleiterindustrie dar. So dient es auch als Basismaterial für viele Sensoren und andere mikromechanischen Systeme (z. B. Hebelarm in einem

## Nachweis

**Sicherheitshinweise**

Silicium ist als Pulver wie viele Elemente brennbar. Als Pulver und Granulat ist es reizend. Kompaktes Silicium ist ungefährlich.

[Hydriertes](#), das heißt oberflächlich mit [Wasserstoff](#) bedecktes, poröses Silicium kann unter Lasereinstrahlung und Zunahme von [Sauerstoff](#) hochexplosiv sein <sup>[8][9]</sup>, wie Forscher der [Technischen Universität München](#) zufällig entdeckt haben. Sprengungen im Mikrometerbereich sind möglich. Die [Detonationsgeschwindigkeit](#)

**Vorkommen im Universum**

## Neues Mineral aus dem Weltall

4300 Minerale sind bekannt einer Liste eingetragen. Jetzt US-Forscher ein neues unbe Mineral aus dem Weltall ent Es befand sich in einem win Teilchen. Das aus Mangan u Silizium bestehende Halbleitermaterial war bishe auf der Erde noch im Weltal

**Biologische Bedeutung**

Neben der bereits erwähnten essentiellen Natur des Siliciums gib es eine Reihe von Lebewesen, die siliciumdioxidhaltige Strukturen erzeugen. Am bekanntesten sind da die [Kieselalgen](#) (Diatomeen), [Schwämme](#) (Porifera, Spongiaria) u [Radiolarien](#) welche sich durch enzymkatalysierte [Kondensation](#) vo Orthokieselsäure  $\text{Si(OH)}_4$  ein

**Name**            **Symbol**

weißer Phosphor   P

**Ordnungszahl**

15

**Bild**



**Vorkommen**

In der Natur kommt Phosphor ausschließlich in gebundener Form, das heißt nicht gediegen, meist in Form der [Phosphate](#) in der Erdkruste vor (Gehalt in der Erdkruste:  $\sim 0,09\% >^{[6]}$ ). Typische [Mineralien](#) sind etwa die [Apatite](#)  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$ . Besonders der [Fluorapatit](#) und der mit [Calciumcarbonat](#) durchsetzte

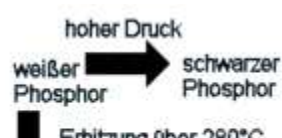
**Gewinnung**

Dazu wird in elektrischen Lichtbogenöfen Calciumphosphat in Form der Mineralien [Phosphorit](#) oder [Apatit](#) mit [Koks](#) und [Quarzsand](#) auf  $1400\text{ }^\circ\text{C}$  erhitzt und so zu weißem Phosphor umgesetzt. Der im Koks enthaltene [Kohlenstoff](#) wirkt dabei als

**Eigenschaften**

Phosphor tritt in vier [allotropen Modifikationen](#) als weißer, roter, schwarzer und violetter Phosphor auf. Jeder dieser Grundtypen bildet verschiedene [Kristallstrukturen](#). Dadurch kommt es zu sehr großen Unterschieden in physikalischen Eigenschaften und Reaktivität.

Da die anderen Modifikationen schwer direkt zu gewinnen sind, wird zunächst immer weißer Phosphor produziert und dieser dann in andere



## Verwendung

Der größte Teil (80 %) des hergestellten weißen Phosphors wird zu [Phosphor\(V\)-oxid](#) verbrannt, das als Ausgangsmaterial für die [Phosphorsäureherstellung](#) sowie für die Darstellung verschiedener [Phosphate](#) verwendet wird. Phosphor(V)-oxid hat außerdem noch Bedeutung als eine der wirksamsten wasserentziehenden Substanzen ([Trockenmittel](#)).

Ein weiterer Teil wird zu [Phosphortrichlorid](#) ( $\text{PCl}_3$ ) und [Phosphor\(V\)-sulfid](#) ( $\text{P}_4\text{S}_{10}$ ) verarbeitet, die wiederum als Grundstoffe für die Herstellung von [Flammschutzmitteln](#), [Additiven](#), [Weichmachern](#) und [Pflanzenschutzmitteln](#) dienen.

Des Weiteren werden die als Dünger

## Nachweis

### Spektroskopisch [\[Bearbeiten\]](#)

Die Methode der Wahl für den Nachweis von Phosphorverbindungen ist die  $^{31}\text{P}$ -[NMR](#)-Spektroskopie.  $^{31}\text{P}$  ist das einzige natürlich vorkommende Phosphor-[Isotop](#) und hat eine [Kernspin](#)-Quantenzahl von  $1/2$ . Im Vergleich zum Wasserstoff beträgt die relative Empfindlichkeit nur 6,6 %. Der Resonanzbereich beträgt ca. 700 ppm ( $\text{P}_4$  hat beispielsweise eine Verschiebung von -488 ppm). Als Standard wird im Allgemeinen 85%ige Phosphorsäure verwendet. Da Phosphor ein Spin- $1/2$ -Kern ist, sind die Spektren sehr gut auszuwerten. Wenn zusätzlich der Wasserstoff entkoppelt wird, resultiert meist ein scharfes Signal. Die Phosphorverschiebung ist stark

Sicherheitshinweise

**Weißer Phosphor** [[Bearbeiten](#)]

Weißer Phosphor kann sich an der Luft entzünden, wenn er fein verteilt vorliegt. Die Selbstentzündungstemperatur liegt bei rund 34 °C, also sehr nahe bei Raumtemperatur. Die Reaktion zu [Phosphorpentoxid](#) ist stark [exotherm](#). Mit Wasser und Alkalihydroxiden können giftige [Phosphane](#) entstehen. Starke [Oxidationsmittel](#) reagieren meist explosionsartig.

Vorkommen im Universum

**PHOSPHOR  
AUS DEM A  
Meteoriten liefert  
Lebenselixier**

**Ohne Phosphor hätte sich  
Leben auf der Erde vielleicht  
entwickelt. Bislang aber w  
rätselhaft, woher die nötig  
Mengen des Elements kam**

Biologische Bedeutung

**Ökologie** [[Bearbeiten](#)]

Phosphor ist wegen seiner unverzichtbaren physiologischen Rolle einer der wichtigsten [Pflanzennährstoffe](#). Allerdings neigt die in der Natur hauptsächlich Phosphorvorkommen, die Phosphate zur Bildung schwer löslicher und damit schwer verfügbarer



**Name**            **Symbol**

roter Phosphor    P

**Ordnungszahl**

15

**Bild**



**Vorkommen**

## Vorkommen [\[Bearbeiten\]](#)

In der Natur kommt Phosphor ausschließlich in gebundener Form, das heißt nicht gediegen, meist in Form der [Phosphate](#) in der Erdkruste vor (Gehalt in der Erdkruste:  $\sim 0,09\%$ <sup>[6]</sup>). Typische [Mineralien](#) sind etwa die [Apatite](#)  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F,Cl,OH})$ . Besonders der

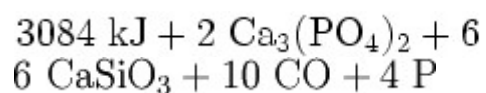
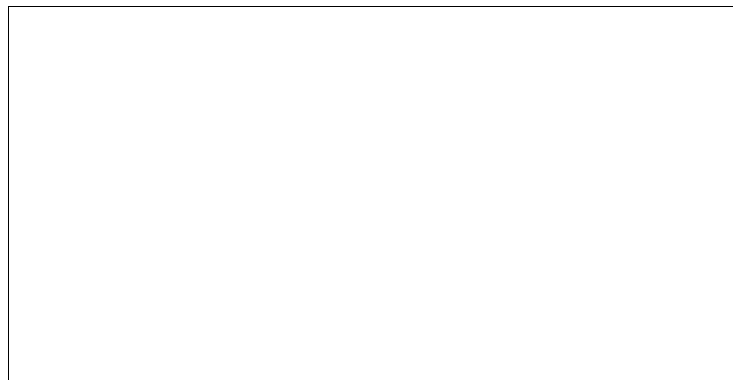
**Gewinnung**

## Gewinnung und Darstellung

[\[Bearbeiten\]](#)

Dazu wird in elektrischen Lichtbogenöfen Calciumphosphat in Form der Mineralien [Phosphorit](#) oder [Apatit](#) mit [Koks](#) und

**Eigenschaften**



## Verwendung

Roter Phosphor findet Verwendung bei der [Streichholzherstellung](#). Paradoxe Weise wird roter Phosphor in fein verteilter Form auch [Kunststoffen](#) (z. B. [Polyamid](#)) als Flammenschutzmittel zugesetzt: Die Reaktionsprodukte von Phosphor, Luftsauerstoff und Wasser (Luftfeuchte, Restfeuchte im Kunststoff) bilden dabei eine verkohlte Schutzschicht gegen die Flammen. Außerdem fungieren gebildete Phosphorsuboxide, z.B. PO, als Radikalfänger und unterbrechen auf diese Weise die Verbrennung in der Gasphase<sup>[16]</sup>.

Des Weiteren werden die als Dünger wichtigen Phosphate direkt aus [Calciumphosphat](#) gewonnen, indem dieses mit [Schwefelsäure](#)

## Nachweis

### **Nachweis** [\[Bearbeiten\]](#)

#### **Spektroskopisch** [\[Bearbeiten\]](#)

Die Methode der Wahl für den Nachweis von Phosphorverbindungen ist die <sup>31</sup>P-[NMR](#)-Spektroskopie. <sup>31</sup>P ist das einzige natürlich vorkommende Phosphor-[Isotop](#) und hat eine [Kernspin](#)-Quantenzahl von 1/2. Im Vergleich zum Wasserstoff beträgt die relative Empfindlichkeit nur 6,6 %. Der Resonanzbereich beträgt ca. 700 ppm (P<sub>4</sub> hat beispielsweise eine Verschiebung von - 488 ppm). Als Standard wird im Allgemeinen 85%ige Phosphorsäure verwendet. Da Phosphor ein Spin-1/2-Kern ist, sind die Spektren sehr gut auszuwerten. Wenn zusätzlich der Wasserstoff entkoppelt wird, resultiert meist ein

**Sicherheitshinweise**

Giftig ist der weiße Phosphor. Die anderen bekannten Modifikationen von Phosphor sind wegen ihrer Wasserunlöslichkeit und geringeren Reaktivität in reiner Form ungiftig. Auch entzünden sie sich erst bei höherer Temperatur (Roter Phosphor erst bei 260 °C).

**Vorkommen im Universum**

**Biologische Bedeutung**

Phosphor ist wegen seiner unverzichtbaren physiologischen Rolle einer der wichtigsten Pflanzennährstoffe. Allerdings neigt die in der Natur hauptsächlich vorkommenden Phosphatverbindungen zur Bildung schwer löslicher und damit schwer verfügbarer Verbindungen. Trotz seines vergleichsweise geringen

**Name**            **Symbol**

Schwarzer Phosphor    P

**Ordnungszahl**

15

**Bild**



**Vorkommen**

In der Natur kommt Phosphor ausschließlich in gebundener Form, das heißt nicht gediegen, meist in Form der [Phosphate](#) in der Erdkruste vor (Gehalt in der Erdkruste:  $\sim 0,09\% >^{[7]}$ ). Typische [Mineralien](#) sind etwa die [Apatite](#)  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$ . Besonders der [Fluorapatit](#) und der mit [Calciumcarbonat](#) durchsetzte

**Gewinnung**

Dazu wird in elektrischen Lichtbogenöfen Calciumphosphat in Form der Mineralien [Phosphorit](#) oder [Apatit](#) mit [Koks](#) und [Quarzsand](#) auf  $1400\text{ }^\circ\text{C}$  erhitzt und so zu weißem Phosphor umgesetzt. Der im Koks enthaltene [Kohlenstoff](#) wirkt dabei als

**Eigenschaften**

Phosphor tritt in vier [allotropen Modifikationen](#) als weißer, roter, schwarzer und violetter Phosphor auf. Jeder dieser Grundtypen bildet verschiedene [Kristallstrukturen](#). Dadurch kommt es zu sehr großen Unterschieden in physikalischen Eigenschaften und Reaktivität.

Da die anderen Modifikationen schwer direkt zu gewinnen sind, wird zunächst immer weißer Phosphor produziert und dieser dann in andere

## Verwendung

### Verwendung [\[Bearbeiten\]](#)

Der größte Teil (80 %) des hergestellten weißen Phosphors wird zu [Phosphor\(V\)-oxid](#) verbrannt, das als Ausgangsmaterial für die [Phosphorsäureherstellung](#) sowie für die Darstellung verschiedener [Phosphate](#) verwendet wird. Phosphor(V)-oxid hat außerdem noch Bedeutung als eine der wirksamsten wasserentziehenden Substanzen ([Trockenmittel](#)).

Ein weiterer Teil wird zu [Phosphortrichlorid](#) ( $\text{PCl}_3$ ) und [Phosphor\(V\)-sulfid](#) ( $\text{P}_4\text{S}_{10}$ ) verarbeitet, die wiederum als Grundstoffe für die Herstellung von [Flammschutzmitteln](#), [Additiven](#), [Weichmachern](#) und

## Nachweis

### Spektroskopisch [\[Bearbeiten\]](#)

Die Methode der Wahl für den Nachweis von Phosphorverbindungen ist die  $^{31}\text{P}$ -[NMR](#)-Spektroskopie.  $^{31}\text{P}$  ist das einzige natürlich vorkommende Phosphor-[Isotop](#) und hat eine [Kernspin](#)-Quantenzahl von 1/2. Im Vergleich zum Wasserstoff beträgt die relative Empfindlichkeit nur 6,6 %. Der Resonanzbereich beträgt ca. 700 ppm ( $\text{P}_4$  hat beispielsweise eine Verschiebung von -488 ppm). Als Standard wird im Allgemeinen 85%ige Phosphorsäure verwendet. Da Phosphor ein Spin-1/2-Kern ist, sind die Spektren sehr gut auszuwerten. Wenn zusätzlich der Wasserstoff entkoppelt wird, resultiert meist ein scharfes Signal. Die Phosphorverschiebung ist stark

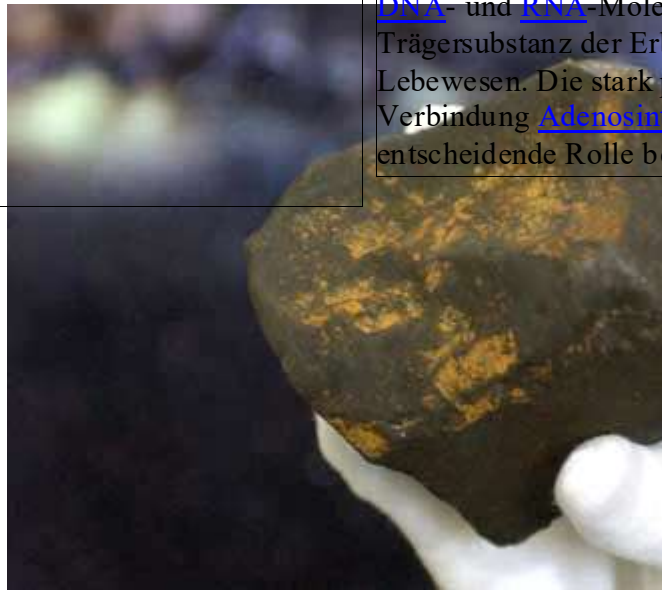
### Sicherheitshinweise

Die anderen bekannten Modifikationen von Phosphor sind wegen ihrer Wasserunlöslichkeit und geringeren Reaktivität in reiner Form ungiftig. Auch entzünden sie sich erst bei höherer Temperatur (Roter Phosphor erst bei 260 °C).

### Vorkommen im Universum

[Phosphor aus dem Weltraum](#)

[Zurück zum Artikel](#)



### Biologische Bedeutung

#### Physiologie [\[Bearbeiten\]](#)

Phosphor ist für alle biologischen Organismen essentiell. Phosphorverbindungen sind Bestandteile von [DNA](#)- und [RNA](#)-Moleküle, der Trägersubstanz der Erbinformation bei Lebewesen. Die stark phosphorhaltige Verbindung [Adenosintriphosphat](#) spielt eine entscheidende Rolle beim

**Name**            **Symbol**

Schwefel        S

**Ordnungszahl**

16

**Bild**



**Vorkommen**

## Modifikationen [\[Bearbeiten\]](#)

Schwefel tritt in verschiedenen [Modifikationen](#) auf:



**Gewinnung**

## Gewinnung [\[Bearbeiten\]](#)



**Eigenschaften**



## Schwefelverbindungen [\[Bearbeiten\]](#)

### Sulfide [\[Bearbeiten\]](#)

- [Schwefelwasserstoff](#) und Metalloxide oder -hydroxide bilden [Sulfide](#) (Salze der schwachen Säure Schwefelwasserstoff)
- [Zinnober](#) (HgS)
- [Disulfan](#) (Dihydrogendisulfid) und höhere Sulfane

## Verwendung

### Verwendung [\[Bearbeiten\]](#)

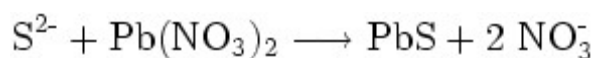
Schwefel wird sowohl in der [chemischen Industrie](#) als auch in der [pharmazeutischen Industrie](#) genutzt, unter anderem zur Produktion von [Schwefelsäure](#), [Farbstoffen](#), [Insektiziden](#) und [Kunstdüngern](#).

Der pharmazeutische Nutzen von Schwefel war bereits im Altertum bekannt. Innerlich wurde Schwefel als [Laxans](#) (Abführmittel) eingesetzt. Er reizt die Darmschleimhaut. Der dabei durch [Bakterien](#) erzeugte [Schwefelwasserstoff](#) regt die [Peristaltik](#) an. Äußerlich kamen Schwefelrezepturen bei Hauterkrankungen wie [Akne](#),

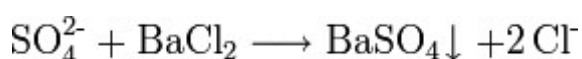
## Nachweis

### Nachweis [\[Bearbeiten\]](#)

Es existieren verschiedene [Nachweisreaktionen](#) für Schwefel. Schwefel wird in Verbindungen nach Reduktion durch elementares [Natrium](#) in Natrium[sulfid](#) überführt. Sulfid-[Anionen](#) weist man mit Blei-II-salzlösungen nach, wobei ein schwarzer Niederschlag von Blei-II-sulfid entsteht:



Beim Ansäuern von festen, also ungelösten Sulfiden entsteht zudem ein charakteristischer Geruch, nach faulen Eiern ([Verdrängungsreaktion](#), Vorsicht: Das Gas [Schwefelwasserstoff](#) ist giftig; Einatmen vermeiden, Abzug!). Auch dieses Gas schwärzt [Bleiacetatpapier](#).



Sicherheitshinweise

**Sicherheitshinweise**

Gefahrstoffkennzeichnung  
aus RL 67/548/EWG, Anh. I <sup>[4]</sup>



Reizend  
(Xi)

Vorkommen im Universum

Artikel-Services R: 38  
R- und S-Sätze S: (2)-46  
„Phoenix“ auf der Mars  
Der Schwefelplan  
Eine neue Sonde soll auf d  
Mars nach Lebensspuren s  
Doch die Hinweise verdich

Biologische Bedeutung

**Biologische Bedeutung**

[Bearbeiten]

Soweit möglich und gebräuchlich, werden SI-Einheiten verwendet.

Wenn nicht anders vermerkt, gelten die



**Name**  
Chlor

**Symbol**  
Cl

**Ordnungszahl**  
17



**Bild**

**Vorkommen**

<https://de.wikipedia.org/wiki/Chlor#Vorkommen>

**Gewinnung**

[https://de.wikipedia.org/wiki/Chlor#Gewinnung\\_und\\_Darstellung](https://de.wikipedia.org/wiki/Chlor#Gewinnung_und_Darstellung)

**Eigenschaften**

<https://de.wikipedia.org/wiki/Chlor#Eigenschaften>

**Verwendung**

<https://de.wikipedia.org/wiki/Chlor#Verwendung>

**Nachweis**

<https://de.wikipedia.org/wiki/Chlor#Nachweis>

**Sicherheitshinweise**

<https://de.wikipedia.org/wiki/Chlor#Sicherheitshinweise>

**Vorkommen im Universum**

<https://books.google.de/books?id=lebAZd63SvqoEs&hl=de&pg=PA11&printsec=frontmatter&dq=Chlor+im+Universum&v=onepage&q&f=false>

<https://books.google.de/books?id=5wyWzvbp4rsuC9NdEtz&hl=de&pg=PA11&printsec=frontmatter&dq=Chlor+im+Universum&v=onepage&q&f=false>

**Biologische Bedeutung**

<https://de.wikipedia.org/wiki/Chlor>

**Name**

Argon

**Symbol**

Ar

**Ordnungszahl**

18

**Bild**



**Vorkommen**

## Vorkommen [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Argon zählt im Universum zu den häufigeren Elementen, in seiner Häufigkeit ist es vergleichbar mit [Schwefel](#) und [Aluminium](#).<sup>[13]</sup> Es ist

**Gewinnung**

## Gewinnung und Darstellung [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Die Gewinnung des reinen Argons erfolgt ausschließlich aus der Luft in der Regel im

**Eigenschaften**

**Argon** ([altgriechisch](#) ἀργός *argós* „untätig, träge“) ist ein [chemisches Element](#) mit dem Symbol [Ar](#) (bis 1957 nur [A](#)<sup>[2]</sup>) und der [Ordnungszahl](#) 18. Im [Periodensystem](#) steht es in der 8. Hauptgruppe bzw. der 18. [IUPAC-Gruppe](#) und zählt daher zu den [Edelgasen](#). Wie die anderen Edelgase ist Argon ein farbloses, äußerst reaktionsträges, einatomiges [Gas](#). In vielen Eigenschaften

## Verwendung [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)




### Nachweis

1. Harry H. Binder: *Lexikon der chemischen Elemente*. S. Hirzel Verlag, Stuttgart 1999, [ISBN 3-7776-0736-3](#).
2. ↑ [Hochspringen nach:a b](#) Die Werte für die Eigenschaften (Infobox) sind, wenn nicht anders angegeben, aus [www.webelements.com](http://www.webelements.com) ([Argon](#)) entnommen.
3. ↑ [IUPAC, Standard Atomic Weights Revised 2013](#).
4. ↑ [Hochspringen nach:a b c d e](#) Eintrag zu [argon](#) in Kramida, A., Ralchenko, Yu., Reader, J. und NIST ASD Team (2019): *NIST Atomic Spectra Database (ver. 5.7.1)*. Hrsg.: [NIST](#), Gaithersburg,

Sicherheitshinweise

GHS-Gefahrstoffkennzeichnung



Achtung

H: 280

H- und P-Sätze

Vorkommen im Universum

Empty box for Vorkommen im Universum

Biologische Bedeutung

Empty box for Biologische Bedeutung

**Name**  
Kalium

**Symbol**  
K

**Ordnungszahl**  
19

**Bild**



**Vorkommen**

**Vorkommen** [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)



**Gewinnung**

**Gewinnung und Darstellung** [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Die Gewinnung von metallischem Kalium kann nach mehreren Verfahren

**Eigenschaften**

**Kalium** ([lateinisch](#), aus [arabisch](#) القلوية, [DMG](#) *aqalya*, 'Pflanzenasche') ist ein [chemisches Element](#) mit dem [Elementsymbol](#) K und der [Ordnungszahl](#) 19. Im [Periodensystem](#) steht es in der ersten [Hauptgruppe](#) bzw. der 1. [IUPAC-Gruppe](#) und zählt zu den [Alkalimetallen](#).

In der [Erde](#) gehört Kalium zu den zehn [häufigsten Elementen](#) und kommt in

## Verwendung

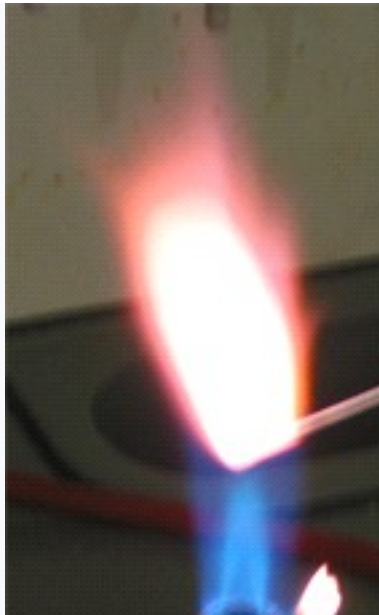
### Verwendung [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Kalium ist in einigen [schnellen Kernreaktoren](#) in Form einer [eutektischen](#) Na-K-Legierung als [Kühlflüssigkeit](#) eingesetzt worden. Ansonsten hat [metallisches](#) Kalium nur geringe technische Bedeutung, da es durch das billigere [Natrium](#) ersetzt werden kann.

Im [Forschungslabor](#) wird Kalium gelegentlich zur [Trocknung](#) von [Lösungsmitteln](#) eingesetzt, besonders wenn

## Nachweis

### Kaliumnachweis [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)



Sicherheitshinweise

## Radioaktivität [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



Zerfallsdiagramm von  $^{40}\text{K}$

Natürliches Kalium besteht zu 0,0117 Prozent

Vorkommen im Universum

Biologische Bedeutung

Biologische  
Bedeutung [\[Bearbeiten\]](#)  
[text bearbeiten](#)

Bedeutung als  
Düngemittel [\[Bearbeiten\]](#)

**Name**  
Kalzium

**Symbol**  
Ca

**Ordnungszahl**  
20

**Bild**



**Vorkommen**

**Vorkommen** [[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]



**Gewinnung**

**Herstellung** [[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Das Metall wird unter Vakuum durch Reduktion von gebranntem Kalk (Calciumoxid) mit Aluminium bei

**Eigenschaften**

**Eigenschaften** [[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]



## Verwendung

### Verwendung [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

---

*Metallisches Calcium* dient als [Reduktionsmittel](#) in der [Metallurgie](#) zur Herstellung von Metallen wie [Thorium](#), [Vanadium](#), [Zirconium](#), [Yttrium](#) und anderen Metallen der [Seltenerden](#), als Reduktionsmittel in der Stahl- und Aluminiumherstellung, als [Legierungszusatz](#) in Aluminium-, [Beryllium-](#), [Kupfer-](#), [Blei-](#) und [Magnesiumlegierungen](#) und als Ausgangsstoff für die Herstellung von [Calciumhydrid](#).

## Nachweis

### Nachweis [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

---



Sicherheitshinweise

## Gesundheitliche

**Risiken**[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Im Gegensatz zum [Nierengesunden](#) kann ein [Dialyse](#)-Patient überflüssiges Calcium nicht über den [Urin](#) ausscheiden, und auch der [Knochen](#) nimmt in der Regel das angebotene Calcium nicht auf. So besteht die

Vorkommen im Universum

Biologische Bedeutung

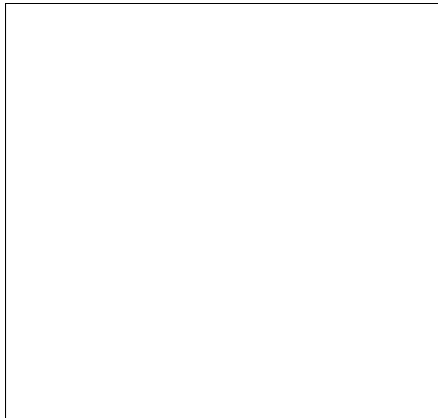
**Name**      **Symbol**

kein Element    kE

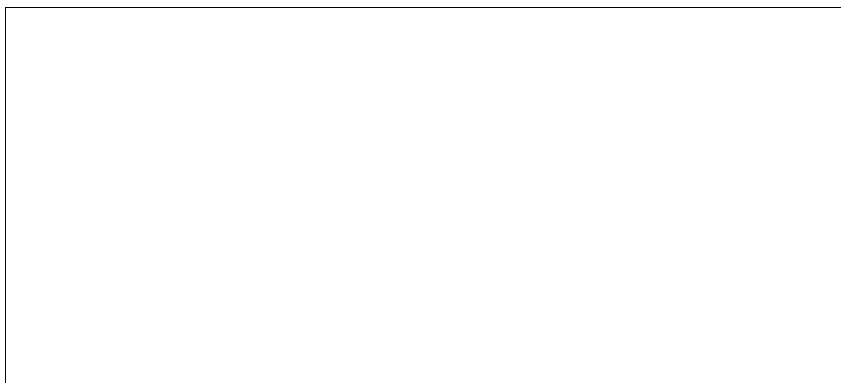
**Ordnungszahl**

0

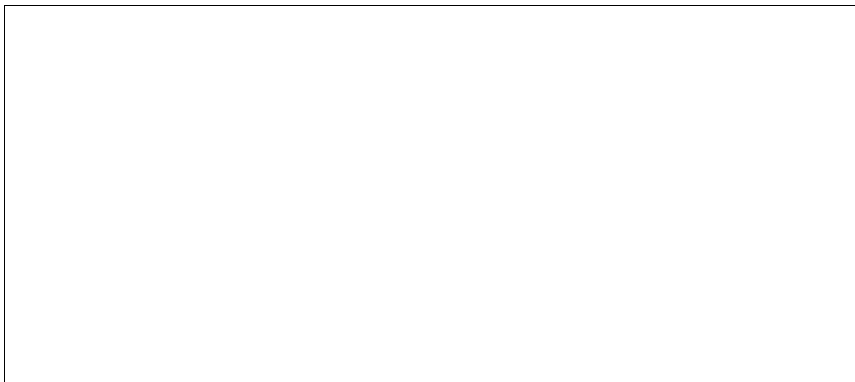
**Bild**



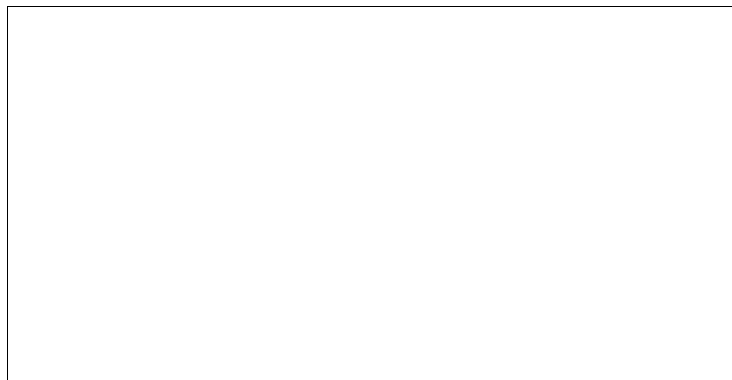
**Vorkommen**



**Gewinnung**



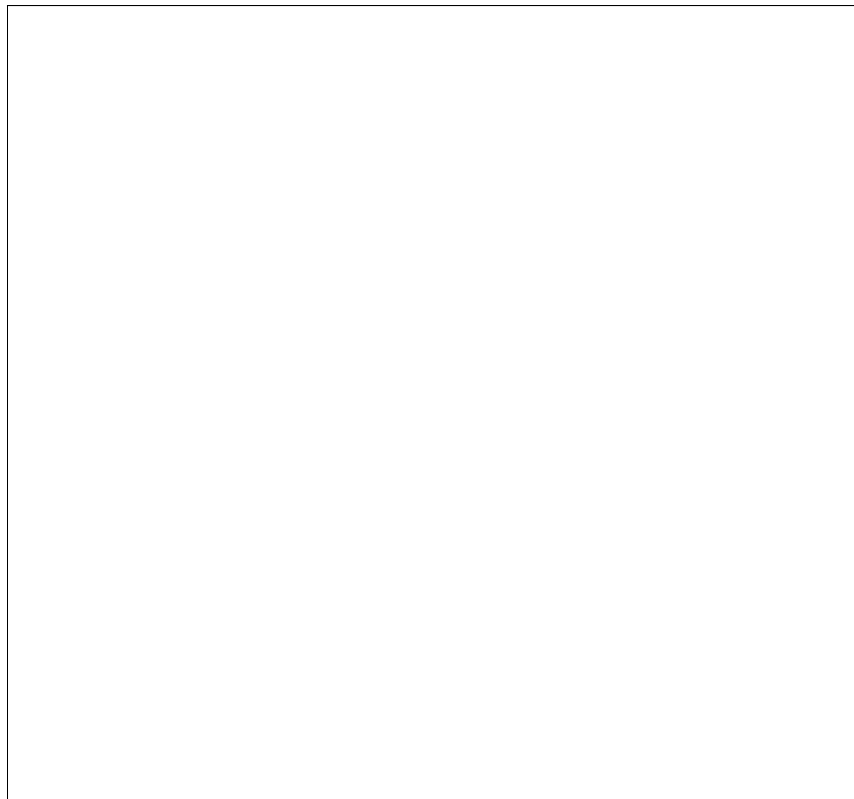
**Eigenschaften**



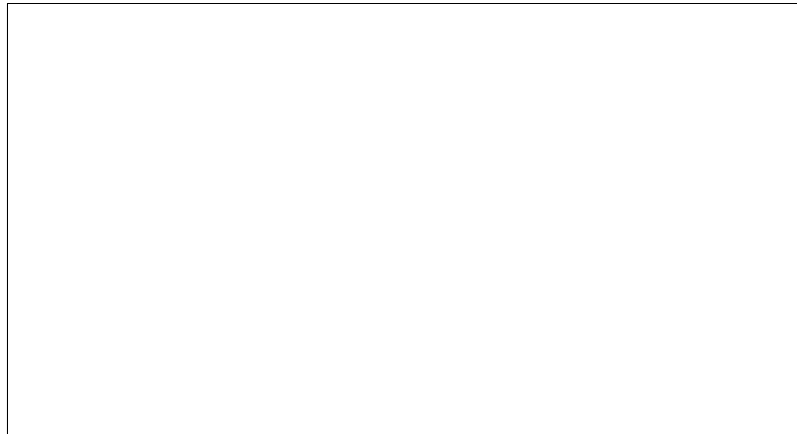
**Verwendung**

A large, empty rectangular box with a thin black border, intended for the user to provide details on the use of the information.

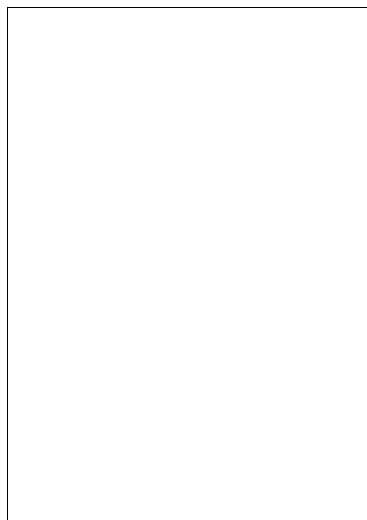
**Nachweis**

A large, empty rectangular box with a thin black border, intended for the user to provide evidence or references for the information.

**Sicherheitshinweise**



**Vorkommen im Universum**



**Biologische Bedeutung**

