

Salz mit Bildern

Name

Ammoniumhydroxid

Name

Trivialname

Salmiakgeist

Salz-ID 20

Formel NH₄OH

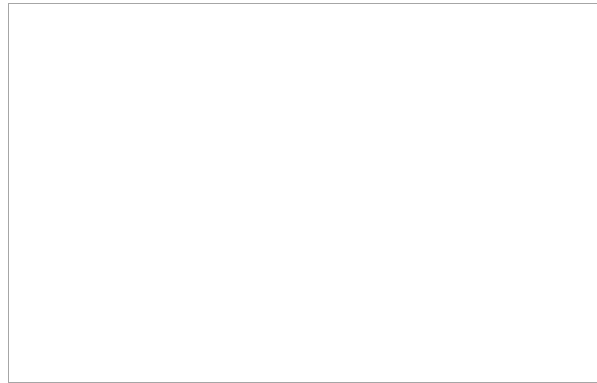
Molare Masse in g/mol

0

Kristallsystem

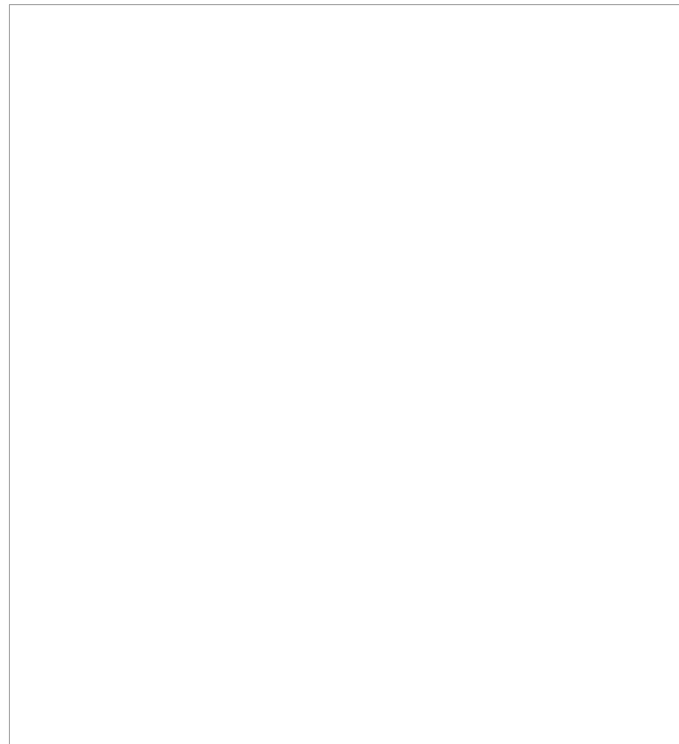
Raumgruppe in pm

Bild



Vorkommen

0



Gittekonstante a

CAS-Nummer

Aggregatzustand

Dichte in g/cm³

0

Dichtetemperatur in °C

0

Schmelzpunkt in °C

0

Siedepunkt in °C

0

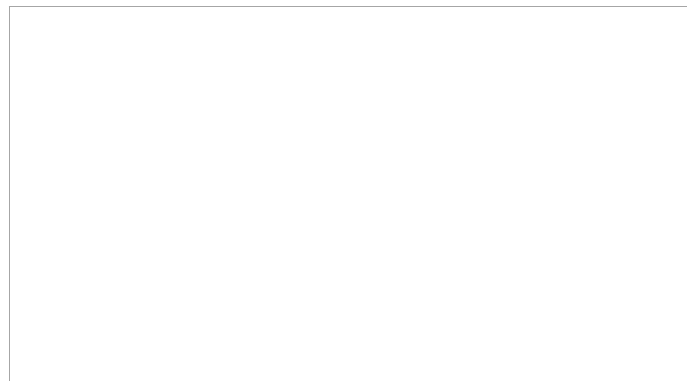
Löslichkeit

Lösungsmittel

Löslichkeit in g/l

0

Kristallstruktur



Kation

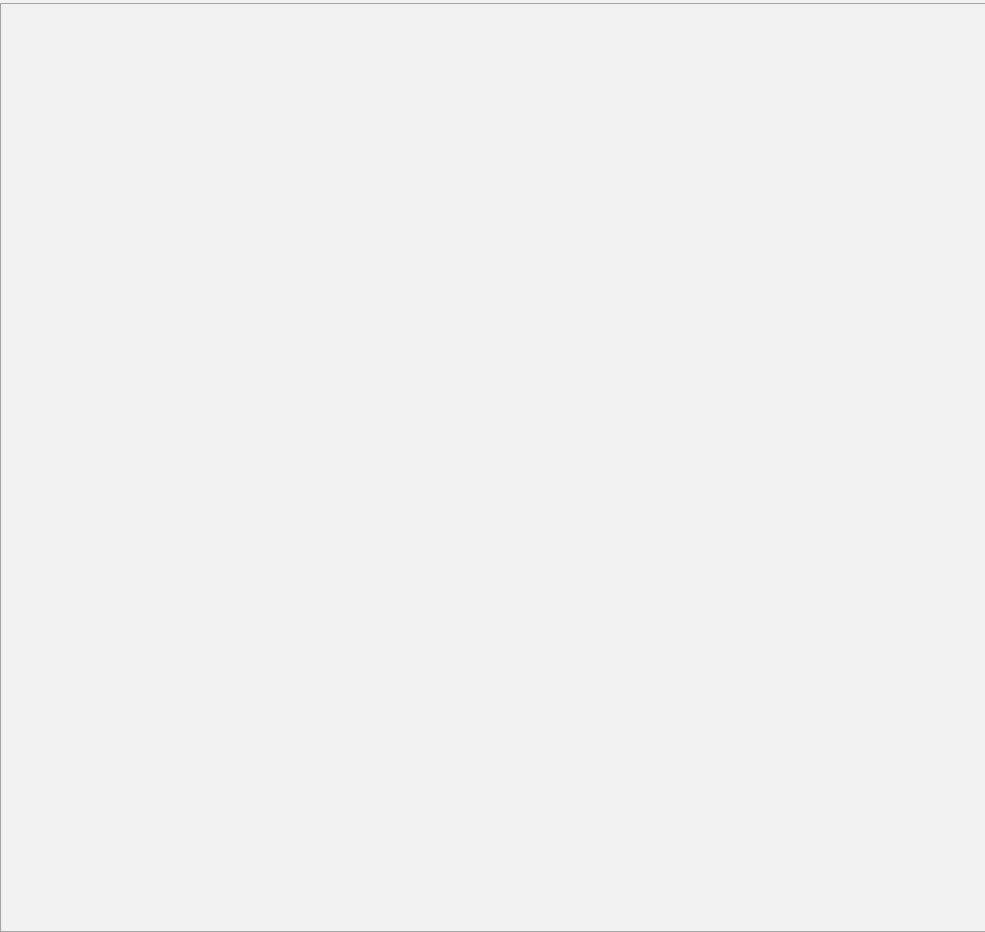
Ammonium

Anion

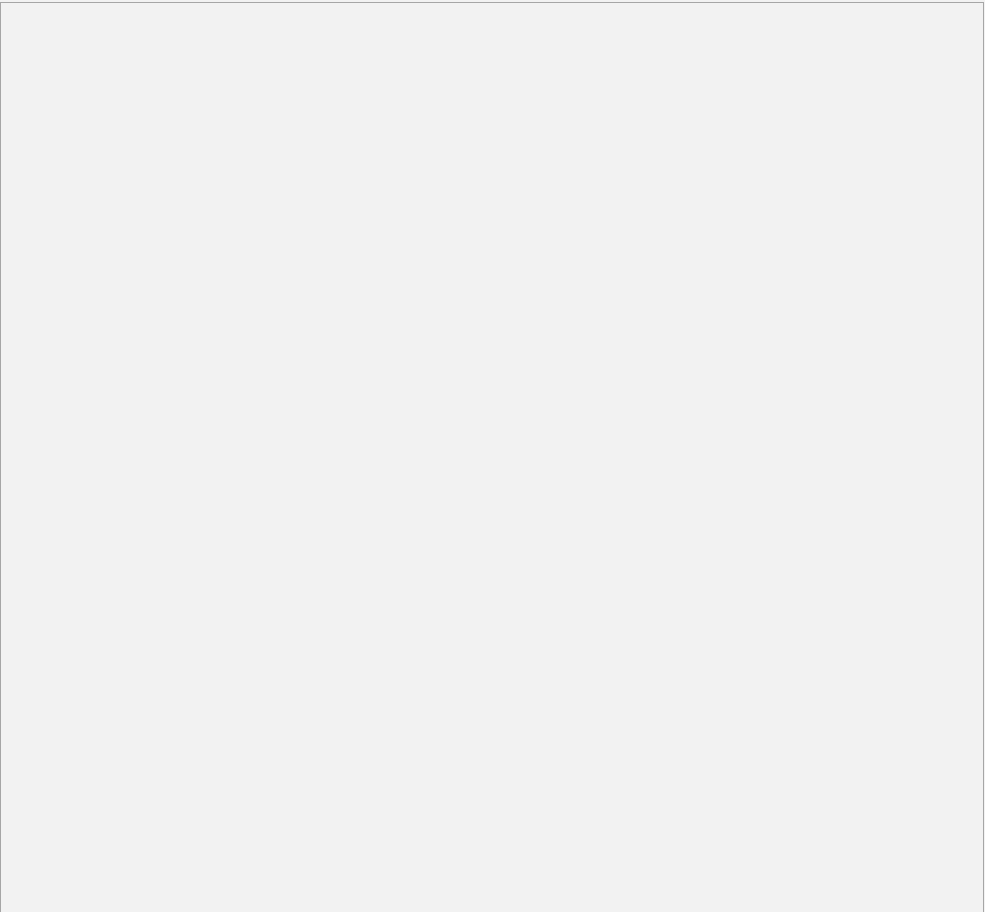
Hydroxid

Verwendung

Name

A large, empty rectangular box with a thin black border, intended for the user to enter their name.

Nachweis

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

Name

Calciumsulfatdihydrat

Name

Trivialname

Gips

Bild



Salz-ID 17

Formel $\text{Ca}[\text{SO}_4] \cdot 2\text{H}$

Molare Masse in g/mol

172

Kristallsystem

monoklin

Raumgruppe in pm

0

Vorkommen

Gips, geologisch auch als **Gipsspat** bekannt, ist ein sehr häufig vorkommendes [Mineral](#) aus der [Mineralklasse](#) der „[Sulfate](#) (und Verwandte)“ mit der [chemischen Zusammensetzung](#) $\text{Ca}[\text{SO}_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ^[1] und damit chemisch gesehen [wasserhaltiges Calciumsulfat](#) oder auch Calciumsulfat-Dihydrat.

Gips kristallisiert im [monoklinen Kristallsystem](#) und entwickelt meist tafelige oder prismatische bis nadelige [Kristalle](#), aber auch körnige bis massige [Aggregate](#). Im Allgemeinen ist Gips farblos oder weiß. Er kann aber durch Aufnahme von Fremdionen oder Beimengungen unterschiedlicher Art ([Sand](#), [Bitumen](#)) eine gelbliche, rötliche, graue oder braune Farbe annehmen. Seine [Strichfarbe](#) ist jedoch weiß.

Ganz überwiegend aus dem Mineral Gips bestehende, also monomineralische [Gesteine](#) mit nur geringen Beimengungen anderer Minerale wie [Anhydrit](#), [Quarz](#) oder [Tonmineralen](#) werden ebenfalls als Gips oder auch als Gipsstein bezeichnet.^[5]

Gittekonstante a

A2/a (Nr. 15

CAS-Nummer

10101-41-4

Aggregatzustand

fest

Dichte in g/cm^3

2

Dichtetemperatur in $^\circ\text{C}$

0

Schmelzpunkt in $^\circ\text{C}$

0

Siedepunkt in $^\circ\text{C}$

0

Löslichkeit

in Wasser schwer löslich

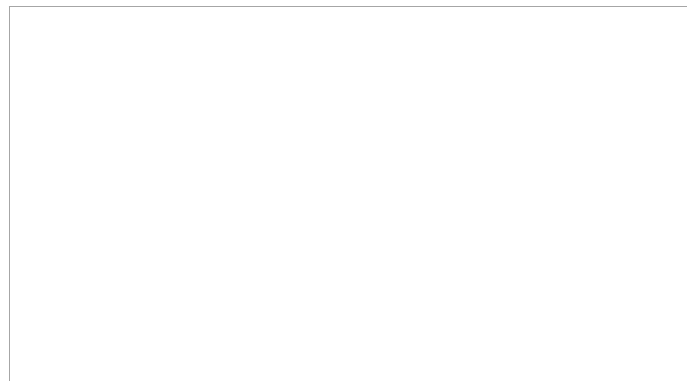
Lösungsmittel

Wasser

Löslichkeit in g/l

0

Kristallstruktur



Kation

Annion

Kalzium

Sulfat

Verwendung

Gips kommt auch unter Namen wie *Alabasterweiß*, *Analin*, *Anhydrit*, *Bologneser Kreide*, *Elektrikergips*, *Federspat*, *Leichtspat* oder *Marienglas*, *Plaster of Paris* in den Handel.

Als Rohstoff

Gips als Rohstoff wird vorwiegend bergmännisch als Gipsstein gewonnen, fällt aber heute auch häufig als Nebenprodukt verschiedener chemischer großtechnischer Verfahren an.

Technisch nutzt man das Vermögen des Gipses, das durch Erhitzen (Brennen) teilweise oder ganz verlorene *Kristallwasser* beim Anrühren mit Wasser wieder aufzunehmen und dabei abzubinden. Bei Erhitzen auf etwa 110 °C entsteht so genannter gebrannter Gips (das oben erwähnte Hemihydrat), bei 130 bis 160 °C *Stuckgips*, ein Gemisch aus viel Hemihydrat und wenig *Anhydrit*. Bei 290 bis 900 °C entsteht Anhydrit, wobei das Kristallwasser ganz ausgebrannt ist. Sehr hoch erhitzter Gips wird auch „totgebrannter Gips“ beziehungsweise *Analin* oder *Annalin* genannt, weil er mit Wasser nicht mehr abbindet.

Als Baustoff



Ein aus *Hochbrandgips* gegossener Mauerstein, hergestellt um 1870

In der Bautechnik wird Gips (als Hemihydrat oder Mehrphasengips) heute meist in Form von *REA-Gips* für *Gipswandbauplatten* für Zwischenwände als auch für *Gipskartonplatten* für den *Trockenbau*, als Grundstoff für verschiedene *Putze*, *Spachtelmassen* und *Trockenestriche* verwendet, daneben auch als *Füllmittel*. Durch Vermengen mit *Kalk* erzeugt man für Putz-, Mauer- und Stuckarbeiten *Gipskalk*, der länger verarbeitbar ist als reiner *Stuckgips* und formbar wie *Plastilin* wird, bevor er aushärtet.

Nachweis

1. [Hugo Strunz, Ernest H. Nickel: Strunz Mineralogical Tables, Chemical-structural Mineral Classification System. 9. Auflage. E. Schweizerbart'sche Verlagsbuchhandlung \(Nägele u. Obermiller\), Stuttgart 2001, ISBN 3-510-65188-X, S. 393.](#)
2. [↑ Webmineral – Gypsum \(englisch\)](#)
3. [↑ Gypsum](#). In: John W. Anthony, Richard A. Bideaux, Kenneth W. Bladh, Monte C. Nichols (Hrsg.): *Handbook of Mineralogy, Mineralogical Society of America*. 2001 (<http://handbookofmineralogy.org/> [PDF; 67 kB; abgerufen am 28. September 2017]).
4. [↑ Hochspringen nach § 8 c § 8 Mindat – Gypsum \(englisch\)](#)
5. [↑ Landesamt für Geologie, Rohstoffe und Bergbau im Regierungspräsidium Freiburg: *Sulfate* \(Memento vom 9. April 2014 im Internet Archive\)](#)
6. [↑ Otto Zekert \(Hrsg.\): *Dispensatorium pro pharmacopoeis Viennensibus in Austria 1570*. Hrsg. vom österreichischen Apothekerverein und der Gesellschaft für Geschichte der Pharmazie, Deutscher Apotheker-Verlag Hans Hösel, Berlin 1938, S. 144.](#)
7. [↑ Enzyklopädische Einträge zu „Gyps“: Adelong-1793: „Gyps, der“, Brockhaus-1809: „Der Gyps“, Brockhaus-1837: „Gyps“, Brockhaus-1911: „Gyps“, Herder-1854: „Gyps“, Meyers-1905: „Gyps \[2\]“, „Gyps \[1\]“, Pierer-1857: „Gyps“](#)
8. [↑ Stefan Weiß: *Das große Lapis Mineralienverzeichnis. Alle Mineralien von A – Z und ihre Eigenschaften. Stand 03/2018. 7., vollkommen neu bearbeitete und ergänzte Auflage*. Weise, München 2018, ISBN 978-3-921656-83-9.](#)

Name

Kaliumcarbonat

Name

Trivialname

Pottasche

Salz-ID 7

Formel K₂CO₃

Molare Masse in g/mol

138

Kristallsystem

monoklin

Raumgruppe in pm

15

Gittekonstante a

5,675

CAS-Nummer

584-08-7

Aggregatzustand

fest

Dichte in g/cm³

2

Dichtetemperatur in °C

0

Schmelzpunkt in °C

891

Siedepunkt in °C

891

Löslichkeit

sehr leicht in Wasser

Lösungsmittel

Wasser

Löslichkeit in g/l

1120

Kation

Kalium

Anion

Carbonat

Verwendung

Bild



Vorkommen

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

Die weltweit größten **Kalialzlvorkommen** liegen in **Kanada**, **Russland**, **Eritrea**, **Weißrussland** und **Deutschland**;^[8] auch in einigen Binnengewässern wie dem **Toten Meer** oder der **Wüste Lop Nor** findet sich Kaliumcarbonat. Früher wurde Pottasche vorwiegend aus Holzasche durch **Auslaugen** gewonnen. Der Gehalt mineralischer Bestandteile an Holzasche liegt bei etwa 85 %; etwa 14–19 % davon sind Kaliumcarbonat und Natriumcarbonat.^[2]

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

- Carbonisierung von **Kallilauge**.^[9]

Als CO₂-Quelle nutzt man überwiegend Verbrennungsgase.

- Reaktion von Kalkmilch (**Calciumhydroxid-Lösung**) mit **Kaliumsulfat** und **Kohlenmonoxid** bei 30 bar (Formiatverfahren). Das abgetrennte **Kaliumformiat** wird anschließend oxidativ calciniert.

- Auslaugen von Pflanzenasche** und anschließendes Eindampfen in **Aschenhäusern** (historisch, technisch keine Bedeutung mehr)

Kaliumcarbonat lässt sich nicht wie **Natriumcarbonat** nach dem **Ammoniak-Soda-Verfahren** gewinnen, da das Zwischenprodukt **Kaliumhydrogencarbonat** (KHCO₃) zu gut löslich ist.

Kristallstruktur

Wasserfreies Kaliumcarbonat kristallisiert **monoklin**, **Raumgruppe** *P*2₁/*c* (Raumgruppen-Nr. 14) mit den **Gitterparametern** *a* = 5,640 Å, *b* = 9,839 Å, *c* = 6,874 Å und β = 98,70°.^[9] Bei 250 °C geht diese in die monokline β -Form über (Raumgruppe *C*2/*c* (Nr. 15), *a* = 5,675 Å, *b* = 9,920 Å, *c* = 7,018 Å und β = 96,8°).^[10] Bei 450 °C geht diese in eine **hexagonale** Form über.^[11]

- Zusatz bei der Herstellung von [Glas](#)
- Zusatz zu [Schmierseifen](#)
- Herstellung von [Kaliglasern](#)
- Herstellung von Farben
- Herstellung von fotografischen [Entwicklern](#)
- Herstellung von [Düngemitteln](#) (kaliumliefernde Komponente)
- Wasserfreies Kaliumcarbonat wird im Laborbereich gelegentlich als [Trocknungsmittel](#) eingesetzt.
- [Triebmittel](#) für Flachgebäck ([Plätzchen](#) und [Lebkuchen](#), besonders Weihnachtsbäckerei) und Teige mit hohem Zuckergehalt.
- Zusatz zu [Kakao](#) als [Säureregulator](#)
- Neutralisationsmittel bei der Verwendung von [Salzsäure](#) (E 507) als [Aromaverstärker](#).
- Schnelltrocknung von Rosinen: Durch Entfernen der natürlichen Wachsschicht der Trauben verdunstet die Feuchtigkeit leichter.
- Ausgangsprodukt für andere Kaliumverbindungen.
- Zum Entfernen von Krusten aus Töpfen: 1 Esslöffel auf die Kruste im Topf geben, über Nacht stehen lassen und am nächsten Tag mit einer Tasse Wasser aufkochen; die Rückstände lösen sich flockig vom Topfboden.
- Trennmittel für [Gipsabgüsse](#) ([Bildhauerei](#))
- Elektrolytbestandteil in [Schmelzkarbonatbrennstoffzellen](#)
- [Tabakzusatzstoff](#) für [Schnupftabak](#) (in Deutschland laut [Tabakverordnung](#))
- Zusatzstoff für die Einnahme von bestimmten Suchtmitteln
- Zusatzstoff in manchen Handwasch-[Flüssigseifen](#)
- umweltfreundliches Auftaumittel (anstelle von [Auftausalz](#)) bei Glatteis auf Straßen und Gehwegen^[1]
- Aufgrund des stets enthaltenen radioaktiven Kalium-40 kann Pottasche für Schülerversuche zu Radioaktivität verwendet werden
- Viele Jahrhunderte lang wurde in Europa das Kaliumcarbonat in Form der [Buchenasche](#) zum [Bauhen](#) von Kleidung und anderen Textilien aus [Leinen](#) und später auch aus [Baumwolle](#) verwendet. Die Asche wird dabei in Säckchen gefüllt und einem mit geschichteter Wäsche gefüllten

Nachweis

Soda-Pottasche-

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

Der Soda-Pottasche-Aufschluss wird für schwerlösliche (Erdalkali-)Sulfate, hochgeglühte (saure oder amphotere) Oxide, Silicate und Silberhalogenide verwendet; der Aufschluss findet in einer $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{K}_2\text{CO}_3$ -Schmelze statt. ZrO_2 , $\text{Zr}_3(\text{PO}_4)_4$, Al_2O_3 , Cr_2O_3 und Fe_2O_3 werden nur teilweise gelöst. Für diesen Schmelzeaufschluss verwendet man Soda und Pottasche im Gemisch, weil damit eine Schmelzpunktniedrigung gegenüber reinen Salzen zu erhalten ist ([Eutektisches Gemisch](#)). Zudem drängt der enorme Carbonatüberschuss das Reaktionsgleichgewicht auf die Produktseite.

Ein Beispiel für Sulfate:

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

- [↑] Eintrag zu [E 501: Potassium carbonate](#) in der Europäischen Datenbank für Lebensmittelzusatzstoffe, abgerufen am 1. Juli 2020.
- [↑] Eintrag zu [POTASSIUM CARBONATE](#) in der [CosIng-Datenbank](#) der EU-Kommission, abgerufen am 11. August 2020.
- [↑] [Hochspringen nach a b c d e f g](#) Eintrag zu [Kaliumcarbonat](#) in der [GESTIS-Stoffdatenbank](#) des [IFA](#), abgerufen am 22. Februar 2017.
- [↑] Eintrag zu [Potassium carbonate](#) in der [ChemIDplus-Datenbank](#) der [United States National Library of Medicine](#) (NLM)
- [↑] David R. Lide (Hrsg.): [CRC Handbook of Chemistry and Physics](#). 90. Auflage. (Internet-Version: 2010), CRC Press/Taylor and Francis, Boca Raton, FL, *Standard Thermodynamic Properties of Chemical Substances*, S. 5-20.

Name

Kaliumchlorid

Name

Trivialname

Digestivsalz, Sylvin

Salz-ID 2

Formel KCl

Molare Masse in g/mol

75

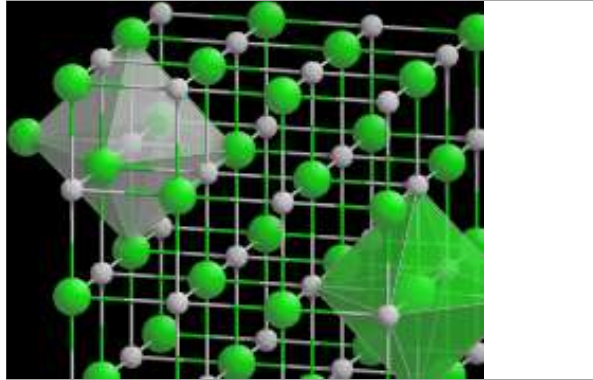
Kristallsystem

kubisch

Raumgruppe in pm

225

Bild



Vorkommen

Vorkommen [\[Bearbeiten | Quelle\]](#)
[xt bearbeiten\]](#)



[Sylvin](#)



rötlich gefärbter [Camalit](#)



Werk in der [Wüste Lop-Nor](#) zur Herstellung von jährlich 1,2 Millionen Tonnen [Kaliumcarbonat](#)-Dünger aus sylvinischem Kalisalz (Satellitenbild von 2009)

Gittekonstante a

CAS-Nummer

7447-40-7

Aggregatzustand

fest

Dichte in g/cm³

2

Dichtetemperatur in °C

0

Schmelzpunkt in °C

773

Siedepunkt in °C

1413

Löslichkeit

gut (347 g·l⁻¹ bei 20 °C)
in Wasser[3]

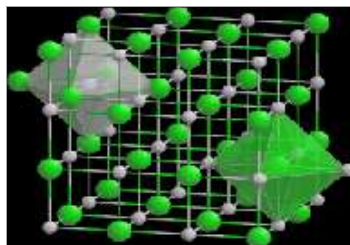
Lösungsmittel

Wasser

Löslichkeit in g/l

347

Kristallstruktur



Kation

Annion

Kalium

Chlorid

Verwendung

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

Kaliumchlorid wird in der Lebensmitteltechnik als **Festigungsmittel** und **Geschmacksverstärker** eingesetzt. Es ist in der EU als **Lebensmittelzusatzstoff** der Nummer *E 508* ohne Höchstmenngenbeschränkung (**quantum satis**) für alle als Zusatzstoff zugelassenen Lebensmittel erlaubt.^[14] Zudem findet es Verwendung als Bestandteil künstlicher **Speisesalze**, z. B. **Pansalz**, zur Einsparung von **Natriumchlorid**.

Kaliumchlorid wird großtechnisch zur Herstellung von **Kalidünger** genutzt.^[15] Des Weiteren ist Kaliumchlorid der Rohstoff für die Herstellung fast aller technisch genutzten Kaliumverbindungen wie beispielsweise **Kaliumcarbonat**, **Kaliumhydroxid** und auch der **Legierung NaK**.

Die Metallindustrie nutzt Kaliumchlorid als Härtesalz, die **Emalleindustrie** als Schwebemittel.^[16] In der Erdölindustrie dient es zur Stimulation von Lagerstätten. Als **Streusalz** ist es wegen der tieferen Schmelztemperatur einer Kaliumchlorid-Wasser-Mischung auch bei Temperaturen unter -10 °C wirtschaftlich einsetzbar.^[16]

Kaliumchlorid ist ein Bestandteil künstlich hergestellter isotonischer Lösungen, einer Lösung mit gleichem osmotischem Druck wie das menschliche Blut (vergleiche **Ringelösung**). Auch in schmerzhemmenden Zahncremes für schmerzempfindliche Zähne ist es enthalten. Im Labor wird es zu Elektrolyt- und Aufbewahrungslösung für **pH**-Messelektroden und Redox-Elektroden (annähernd gesättigt mit 3 mol/l KCl-Lösung) genutzt.^[18] Durch die gleiche Ionenbeweglichkeit von Kalium- und Chloridionen ist diese Lösung potentialneutral. Es dient auch als Kalibrierstandard für **Betastrahlung**. Kalium enthält zu $0,0118\text{ %}$ das Isotop ^{40}K , dieses liefert 16350 Bq pro Kilogramm KCl, davon sind $89,28\text{ %}$ Betastrahlung und $10,72\text{ %}$ Gammastrahlung mit $1,46083\text{ MeV}$.

Beim **Hydraulic Fracturing** wird es meistens mit Wasser, Sand und anderen Chemikalien in die Erde gepumpt, um die Gesteinsschichten aufzubrechen.

Nachweis

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

Die **Injektion** von hohen Dosen Kaliumchlorid kann zum **Herzstillstand** durch **Hyperkaliämie** führen. Das wird beim **Einschlafen** von Tieren, bei der Hinrichtung durch die **Giftspritze** und zur Verhinderung von Lebendgeburten bei späten **Schwangerschaftsabbrüchen**^[17] ausgenutzt. Verwendet wird es ebenfalls für **kardioplegische Lösungen** (Blutkardioplegie nach Calafiore) zum Einleiten des Herzstillstands bei Operationen mit Herz-Lungen-Maschinen.

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

Der klassische Nachweis des Cl^- -Ions gelingt durch **Fällung** mit Ag^+ , Pb^{2+} oder Hg_2^{2+} als **Silberchlorid** AgCl , **Blei(II)-chlorid** PbCl_2 sowie als **Quecksilber(I)-chlorid** Hg_2Cl_2 . Der Nachweis des K^+ -Ions ist über die violette **Flammenfärbung** beziehungsweise Fällung als **Kaliumperchlorat** (KClO_4) möglich. Mit **Natriumtetraphenylborat** kann ebenfalls ein schwerlösliches Kaliumsalz gefällt werden.

Spektroskopisch gelingt der Nachweis der Elemente zum Beispiel mittels **Atomabsorptionsspektroskopie**. Als **Gift** im menschlichen Körper gehört Kaliumchlorid zu den am schwersten nachzuweisenden Giften, die derzeit bekannt sind.

Toxikologie und

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

Rechtsmedizinisch kann eine **Vergiftung** mit Kaliumchlorid nur schwer nachgewiesen werden. Der natürliche Spiegel steigt nach dem Tod durch Zellerfall und damit Übertritt des **intrazellulären** Kaliums in alle anderen **Kompartimente** schnell an. Gelingt der Nachweis einer Vergiftung, muss ein **ärztlicher Behandlungsfehler** durch

- **Überdosierung** einer oralen Kaliumgabe oder Einnahme von Kalium-steigernden Medikamenten (**Spironolacton**, **ACE-**

Name

Kaliumhydroxid

Name

Trivialname

Ätzkali

Salz-ID 21

Formel KOH

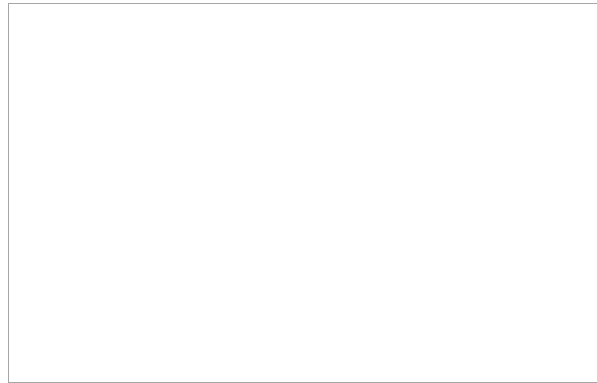
Molare Masse in g/mol

0

Kristallsystem

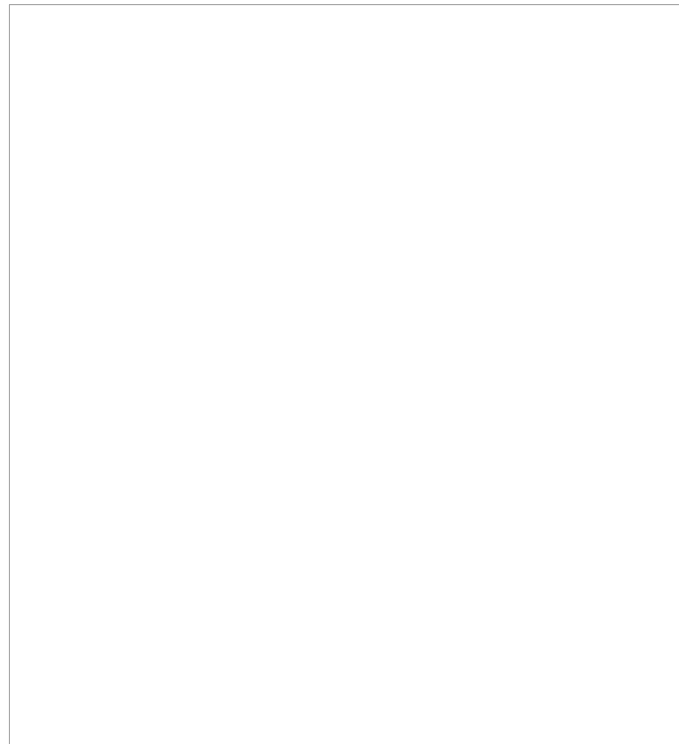
Raumgruppe in pm

Bild



Vorkommen

0



Gittekonstante a

CAS-Nummer

Aggregatzustand

Dichte in g/cm³

0

Dichtetemperatur in °C

0

Schmelzpunkt in °C

0

Siedepunkt in °C

0

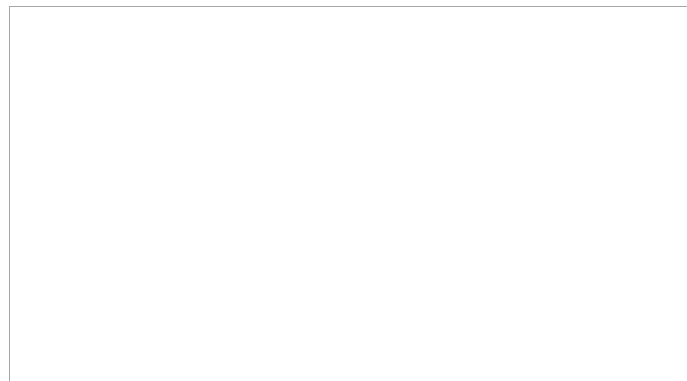
Löslichkeit

Lösungsmittel

Löslichkeit in g/l

0

Kristallstruktur



Kation

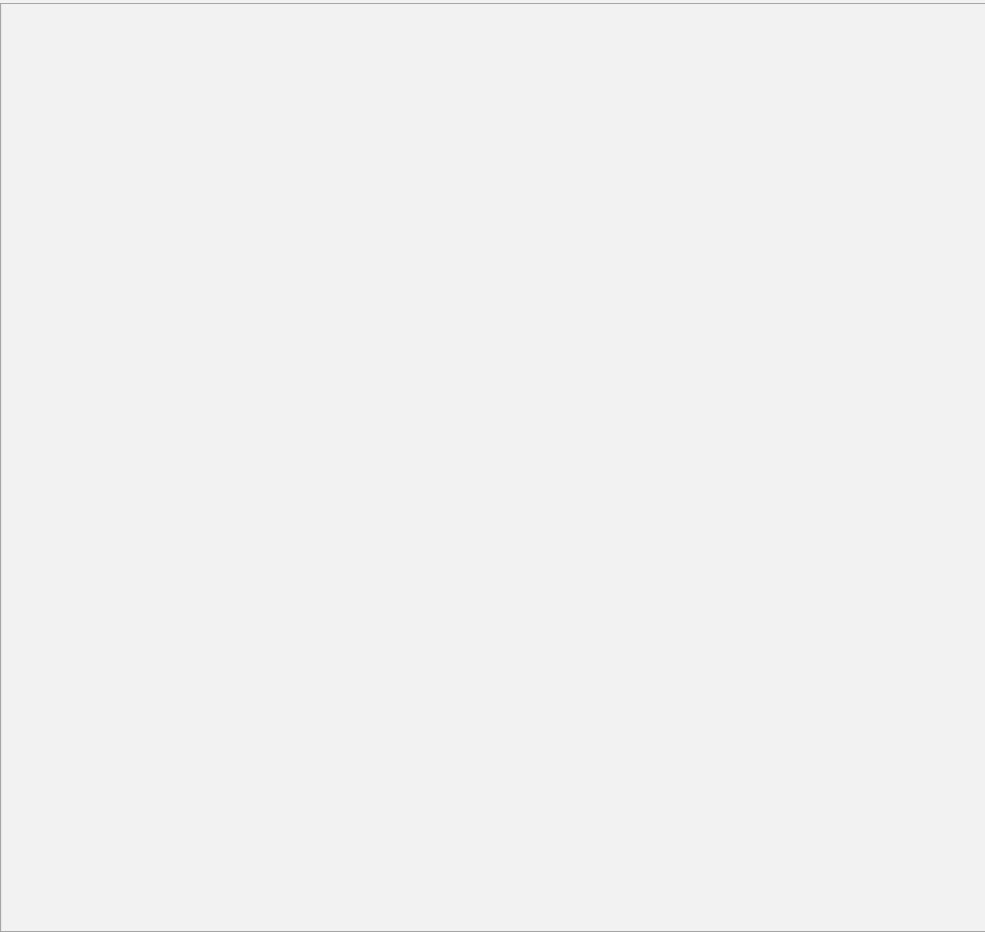
Kalium

Anion

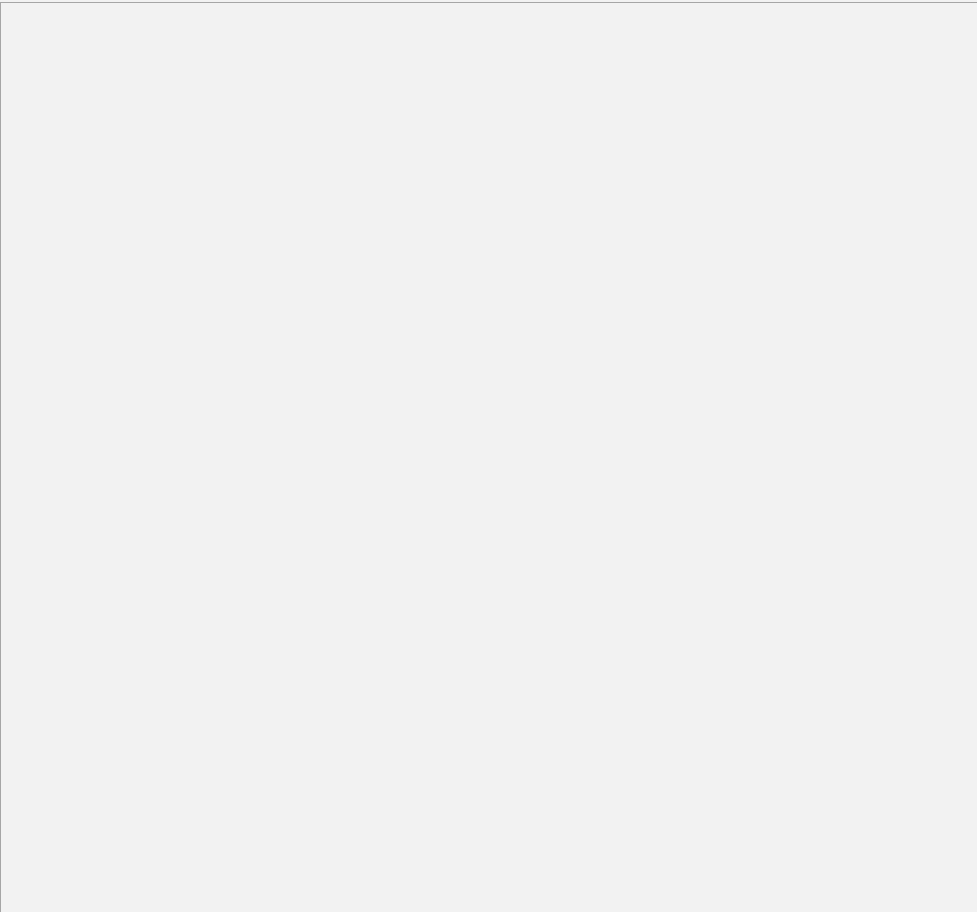
Hydroxid

Verwendung

Name

A large, empty rectangular box with a thin black border, intended for the user to enter their name.

Nachweis

A large, empty rectangular box with a thin black border, intended for the user to enter their proof or evidence.

Name

Kalziumcarbonat

Name

Trivialname

Kalk, Kohlensäurer Kalk,

Salz-ID 10

Formel CaCO₃

Molare Masse in g/mol

100

Kristallsystem

trigonal, orthorhombisch

Raumgruppe in pm

167

Bild



Vorkommen

Vorkommen [\[Bearbeiten | Quelle\]](#)
[xt bearbeiten\]](#)



[Calcit](#)



[Aragonit](#)

Gittekonstante a

CAS-Nummer

471-34-1

Aggregatzustand

fest

Dichte in g/cm³

3

Dichtetemperatur in °C

20

Schmelzpunkt in °C

825

Siedepunkt in °C

825

Löslichkeit

praktisch unlöslich in
Wasser (14 mg·l⁻¹ bei

Lösungsmittel

Wasser

Löslichkeit in g/l

0,014

Kristallstruktur

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

[text bearbeiten\]](#)

[Physikalische](#)

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

[text bearbeiten\]](#)

[Vorkommen](#)

[\[Bearbeiten | Quelle\]](#)

[text bearbeiten\]](#)

[Lithologie](#)

[\[Bearbeiten | Quelle\]](#)

[text bearbeiten\]](#)

[Physikalische](#)

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

[text bearbeiten\]](#)

[Vorkommen](#)

[\[Bearbeiten | Quelle\]](#)

[text bearbeiten\]](#)

[Lithologie](#)

[\[Bearbeiten | Quelle\]](#)

[text bearbeiten\]](#)

[Physikalische](#)

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

[text bearbeiten\]](#)

[Vorkommen](#)

[\[Bearbeiten | Quelle\]](#)

[text bearbeiten\]](#)

[Lithologie](#)

[\[Bearbeiten | Quelle\]](#)

[text bearbeiten\]](#)

Kation

Annion

Kalzium

Carbonat

Verwendung

Verwendung [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Natürliches Calciumcarbonat (Kalkstein) wird in großen Mengen als Rohstoff für die Baustoff-Industrie, als **Zuschlagstoff** in der Stahlindustrie, als mineralischer **Dünger**, als **Futterkalk** und als mineralischer **Füllstoff** in diversen industriellen Anwendungen verwendet (z. B. in **Papieren**, **Farben**, **Lacken**, **Putzen**, **Kunststoffen** und Rückseitenbeschichtungen von **Teppichen**). Insgesamt werden jährlich über fünf Milliarden Tonnen Kalkgestein abgebaut.

Baustoff [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Das Haupteinsatzgebiet ist die Herstellung von **Zement** (Calciumsilicat, Calciumaluminat) und **Brantkalk**.

Durch Brennen von Kalk entsteht Brantkalk. Aus diesem wird durch Löschen mit Wasser **Kalkhydrat** (Calciumhydroxid $\text{Ca}(\text{OH})_2$, *gelöschter Kalk*) hergestellt. Mit dem Kohlenstoffdioxid der Luft reagiert er wiederum zu Kalk und schließt den *technischen Kalkkreislauf*. Kalkhydrat und Kalk eignen sich als Putz oder Wandbeschichtungen wie dem **Tadelakt**. Die ersten Entdecker dieses Phänomens waren die Römer, die im großen Stile Kalkbrennanlagen betrieben.

Füllstoff [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Nach dem weltweit verkauften Volumen ist Calciumcarbonat der wichtigste Füllstoff.^[19] Obgleich mehr als fünf Prozent der **Erdkruste** aus Calciumcarbonat-Gesteinen besteht, sind nur wenige Lagerstätten für die Gewinnung von Füllstoffen geeignet, die möglichst weiß sein sollen. Der größte industrielle Anwender von weißen Calciumcarbonaten ist mit einer Menge von über 10 Millionen Tonnen (weltweit) pro Jahr die Papierindustrie, danach folgt die Kunststoff- und die Baustoff-Industrie (Putze und Farben) mit insgesamt nochmals 15 Millionen Tonnen pro Jahr. Für den Einsatz in der Papierindustrie, vor allem als **Streichfarbe**, werden in Europa insbesondere Lagerstätten in Frankreich, Italien, Deutschland, Norwegen und Österreich abgebaut, wobei das Mineral durch Nassmahlung zerkleinert und

Nachweis

Einzelnachweise [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

- ↑ Eintrag zu *E 170: Calciumcarbonate* in der Europäischen Datenbank für Lebensmittelzusatzstoffe, abgerufen am 16. Juni 2020.
- ↑ Hans-Joachim Rose: *Die Küchenbibel. Enzyklopädie der Kulinaristik*. Seite 161.
- ↑ Eintrag zu *CALCIUM CARBONATE* in der *CosIng-Datenbank* der EU-Kommission, abgerufen am 16. Januar 2020.
- ↑ *Hochsprungen nach a b c d e f g h* Eintrag zu *Calciumcarbonat* in der *GESTIS-Stoffdatenbank* des IFA, abgerufen am 16. Dezember 2019.
- ↑ *Schweizerische Unfallversicherungsanstalt (Suva): Grenzwerte – Aktuelle MAK- und BAT-Werte* (Suche nach 471-34-1 bzw. Calciumcarbonat), abgerufen am 2. November 2015.
- ↑ Datenblatt *Calciumcarbonat* (PDF) bei **Merck**, abgerufen am 5. August 2008.
- ↑ *Hochsprungen nach a b* David R. Lide (Hrsg.): *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 90. Auflage. (Internet-Version: 2010), CRC Press/Taylor and Francis, Boca Raton, FL, *Standard Thermodynamic Properties of Chemical Substances*, S. 5-19.
- ↑ *Hochsprungen nach a b c d e f g h* Wolfgang F. Tegethoff: *Calciumcarbonat Von der Kreidezeit ins 21. Jahrhundert*. Springer-Verlag, 2013, *ISBN 978-3-0348-8259-0*, S. 3 (*eingeschränkte Vorschau* in der Google-Buchsuche).
- ↑ *Hochsprungen nach a b c* Holger Nebel, Dissertation, Kontrollierte Fällung von CaCO_3 in einem modular aufgebauten Kristallisationsreaktor, 2008, *urn:nbn:de:hbz:465-20081222-080244-7*.
- ↑ *Hochsprungen nach a b c d e f g h i* Markus Neumann: *Synthese und Charakterisierung von Calciumcarbonat-Phasen und Calciumphosphat-basierter Knochenersatzmaterialien*. Dissertation, Uni Duisburg-Essen, abgerufen am 1. Januar 2016

Name

Kalziumsulfat

Name

Trivialname

Gips

Salz-ID 9

Formel CaSO4

Molare Masse in g/mol

136

Kristallsystem

monoklin

Raumgruppe in pm

Bild



Vorkommen

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

Anhydrit

Gips

Calciumsulfat kommt natürlich in Form der Minerale **Anhydrit** CaSO₄, **Gips** Ca[SO₄]₂·H₂O (Dihydrat) und **Bassanit** Ca[SO₄]₂·½H₂O (Hemihydrat) in **Evaporiten** vor.

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

Es fällt als Dihydrat bei vielen Abwasserreinigungsverfahren, wenn es um die Neutralisation von sulfathaltigen Prozessabwässern oder schwefelsauren Beizen geht, und in großen Mengen auch bei der **Rauchgasentschwefelung** zusammen mit Calciumsulfat an.^[1]

Weil Calciumsulfat bei vielen chemischen Prozessen (in der Regel in Form von Gips) als Sekundärprodukt entsteht, beispielsweise bei der **Citronensäureherstellung**, erbringt sich eine gezielte industrielle Herstellung im größeren Stil. Der bei der Herstellung von **Phosphorsäure** entstehende sogenannte **Phosphorgips** ist u. a. mit **Uran** verunreinigt und ein **Problemabfall**. Der klassische Prozess ist die Fällung aus

Kristallstruktur

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

Calciumsulfat ist ein weißer geruchloser Feststoff, der schwer löslich in Wasser ist und sich ab einer Temperatur von etwa 1450 °C zersetzt,^{[1][2]} wobei **Calciumoxid** und **Schwefeltrioxid** entstehen.^[1] Die Kristallwasserabspaltung des Dihydrats erfolgt bei 125–130 °C, die des Halbdihydrats bei Temperaturen größer als 163 °C.^[1] Calciumsulfat ist in mineralhaltigem Quell-, Trink- und Leitungswasser gelöst und bildet zusammen mit **Calciumchlorid** und den entsprechenden Salzen des **Magnesiums** die permanente (bleibende) **Wasserschärfe**. Es kristallisiert aus wässriger Lösung bei Raumtemperatur als Dihydrat (Gips) aus. Dieses kristallisiert monoklin in der **Raumgruppe** A2/a (Raumgruppen-Nr. 15, Stellung 2) mit den **Gitterparametern** *a* = 6,52 Å, *b* = 15,16 Å, *c* = 6,29 Å und β = 127,4° sowie 4 **Formeleinheiten** pro **Elementarzelle**.^[1] Das Halbdihydrat Bassanit kristallisiert monoklin in der Raumgruppe /2 (Nr. 5, Stellung 3) mit den Gitterparametern *a* = 12,04; *b* = 6,93; *c* = 12,67 und β = 90,27° sowie 12 Formeleinheiten pro Elementarzelle.^[1]

Kation Annion
Kalzium Sulfat

Verwendung

Verwendung [\[Bearbeiten | Quelle\]](#) [xt bearbeiten](#)

Das Hauptanwendungsgebiet der Calciumsulfat-Phasen liegt im Baustoffsektor (siehe [Verwendung von Gips](#)).

In der Lebensmittelindustrie entsteht Calciumsulfat als Nebenprodukt bei der Herstellung von [Weinsäure](#) und ist als [Festigungsmittel](#), Säureregulator und Trägerstoff zugelassen. Unter anderem wird es als Gerinnungsmittel bei der Herstellung von [Tofu](#) eingesetzt.^{[1][12]}



Calciumsulfat als Trockenmittel *Drierite* mit Feuchtigkeitsindikator

Anhydriertes Calciumsulfat wird außerdem traditionell als preisgünstiges und vielseitig einsetzbares [Trocknungsmittel](#) in [Chemielaboren](#) verwendet, wobei [Cobalt\(II\)-chlorid](#) als Indikator für den Wassergehalt zugesetzt sein kann. Beim Trocknen organischer Lösungsmittel ist Calciumsulfat allerdings nur mäßig effektiv: 1 g Calciumsulfat bindet weniger als 0,05 g Wasser ([Calciumchlorid](#) bis zu 0,2 g), sodass Calciumsulfat zum Trocknen relativ „nasser“ Lösungsmittel-Wasser-Gemische nicht gut oder nur zum Vortrocknen geeignet ist.^[13]

Verwendung

Gips kommt auch unter Namen wie *Alabasterweiß*, *Analin*, *Anhydrit*, *Bologneser Kreide*, *Elektrikergips*, *Federspat*, *Leichtspat* oder *Marienglas*, *Plaster of Paris* in den Handel.

Als Rohstoff

Gips als Rohstoff wird vorwiegend bergmännisch als Gipsstein gewonnen, fällt

Nachweis

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

- ↑ Eintrag zu *E 516: Calcium sulphate* in der Europäischen Datenbank für Lebensmittelzusatzstoffe, abgerufen am 27. Juni 2020.
- ↑ Eintrag zu *CALCIUM SULFATE* in der *CosIng-Datenbank* der EU-Kommission, abgerufen am 28. Dezember 2020.
- ↑ *Hochsprungen nach a b c d e f g h i* Eintrag zu *Calciumsulfat* in der *GESTIS-Stoffdatenbank* des IFA, abgerufen am 22. Dezember 2019
- ↑ *Schweizerische Unfallversicherungsanstalt (Suva): Gr enzerte – Aktuelle MAK- und BAT-Werte* (Suche nach 7778-18-9 bzw. *Calciumsulfat*), abgerufen am 2. November 2015.
- ↑ *Heinz M. Hiersig: Lexikon Produktionstechnik, Verfahrenstechnik*. S. 805, ISBN 978-3-18-401373-8
- ↑ David R. Lide (Hrsg.): *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 97. Auflage. (Internet-Version: 2016), CRC Press/Taylor and Francis, Boca Raton, FL, *Properties of the Elements and Inorganic Compounds*, S. 4-54.
- ↑ *A. F. Holleman, E. Wiberg, N. Wiberg: Lehrbuch der Anorganischen Chemie*. Walter de Gruyter, Berlin, S. 628.
- ↑ *Hugo Strunz*, Ernest H. Nickel: *Strunz Mineralogical Tables*. 9. Auflage. E. Schweizerbart'sche Verlagsbuchhandlung (Nägele u. Obermiller), Stuttgart 2001, ISBN 3-510-65188-X, S. 393.
- ↑ *American Mineralogist Crystal Structure Database - Bassanite* (englisch, 2001)
- ↑ *handbookofmineralogy.org - Mineraldatenblatt Bassanite* (englisch, PDF 65,8 kB)
- ↑ *E 516 - Calciumsulfat*. In: *das-ist-drin.de*. snoopmedia GmbH, abgerufen am 22. Februar 2020.
- ↑ Martin Bertau, Armin Müller, Peter Fröhlich, Michael Katzberg: *Industrielle Anorganische*

Name

kein Salz

Name

Trivialname

Bild

Salz-ID 18

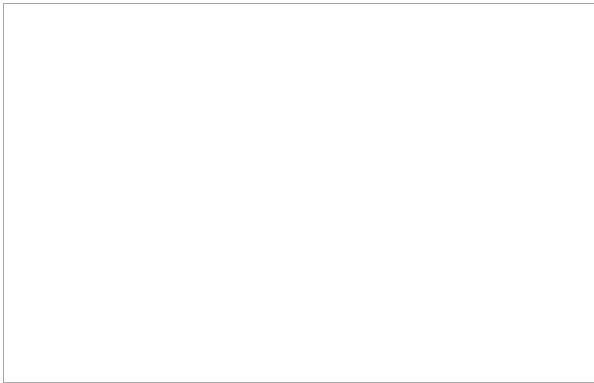
Formel

Molare Masse in g/mol

0

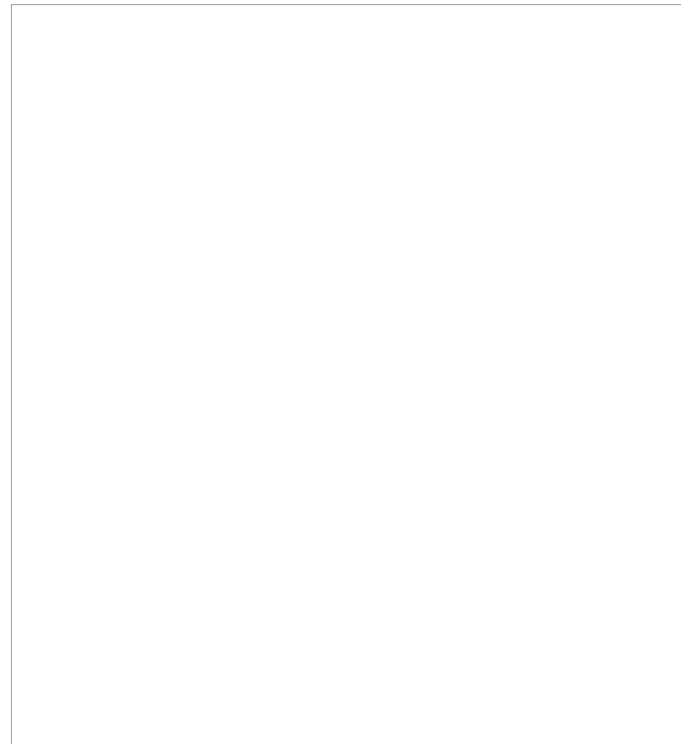
Kristallsystem

Raumgruppe in pm



Vorkommen

0



Gittekonstante a

CAS-Nummer

Aggregatzustand

Dichte in g/cm³

0

Dichtetemperatur in °C

0

Schmelzpunkt in °C

0

Siedepunkt in °C

0

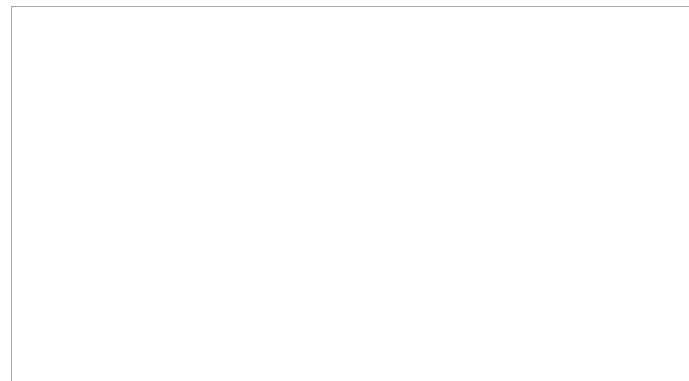
Löslichkeit

Lösungsmittel

Löslichkeit in g/l

0

Kristallstruktur

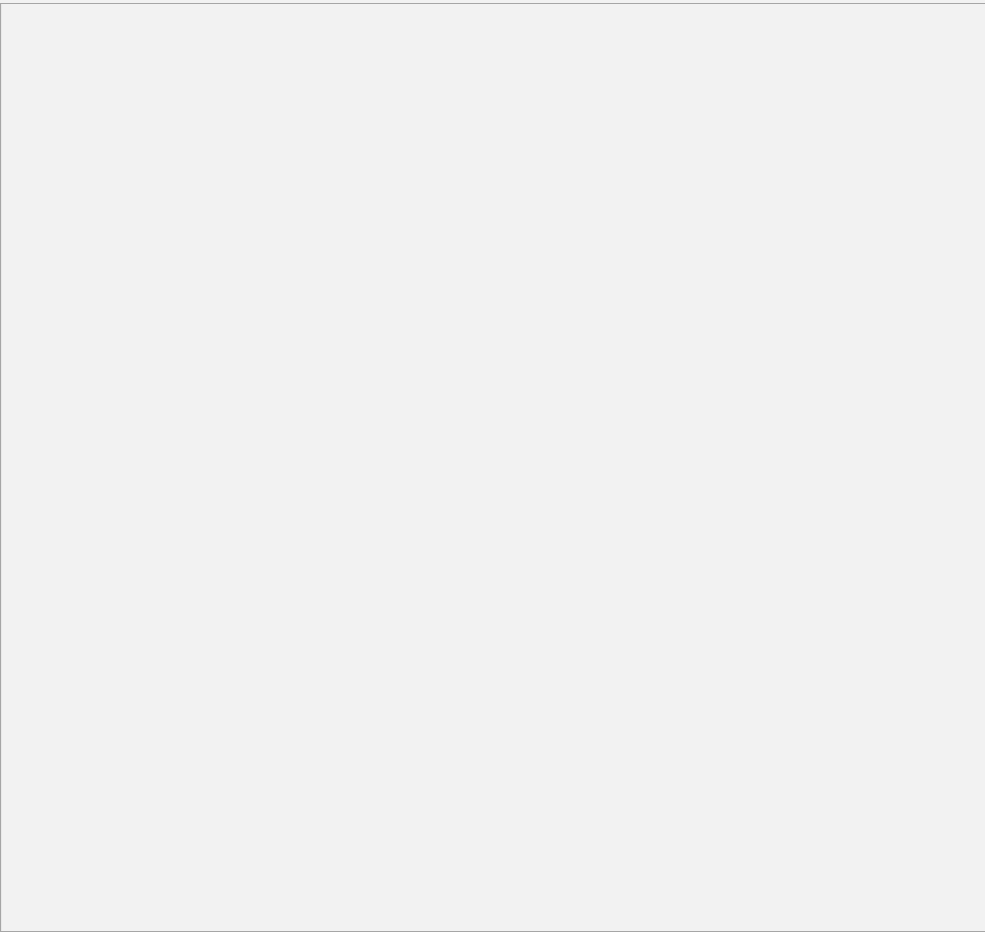


Kation

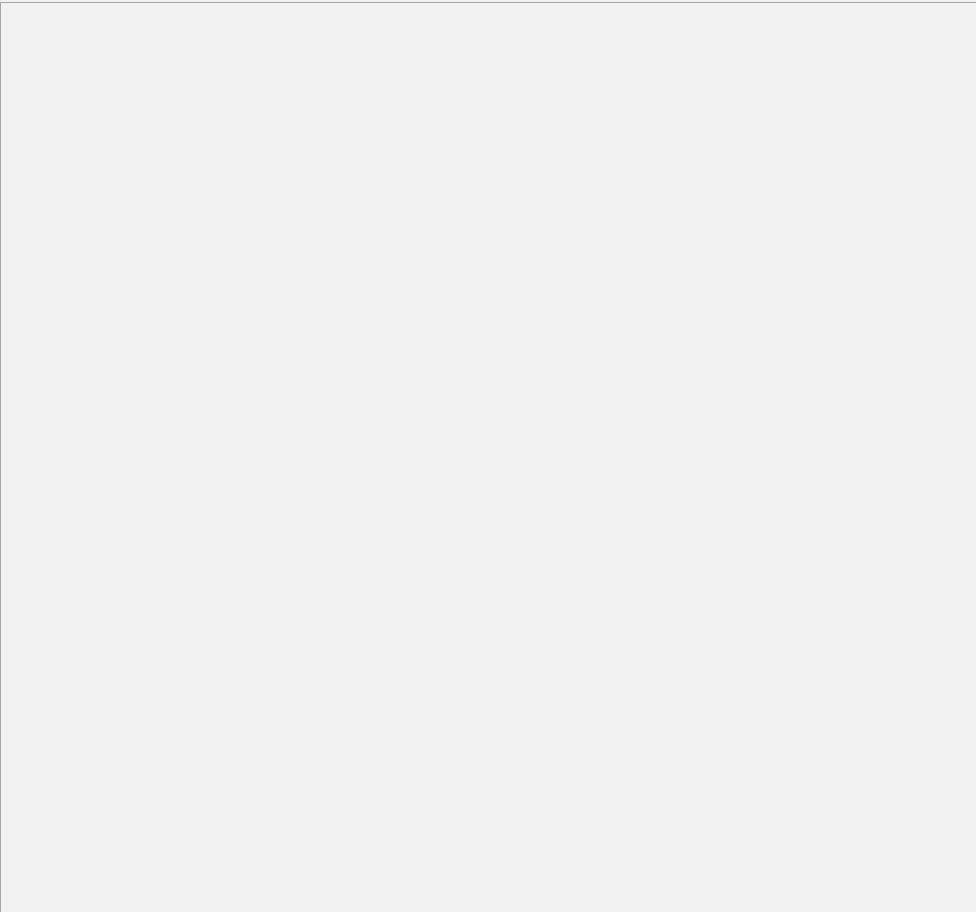
Anion

Verwendung

Name

A large, empty rectangular box with a thin black border, intended for the user to enter their name.

Nachweis

A large, empty rectangular box with a thin black border, intended for the user to enter their proof or evidence.

Name

Magnesiumcarbonat

Name

Trivialname

Magnesia

Salz-ID 16

Formel $MgCO_3$

Molare Masse in g/mol

84

Kristallsystem

Raumgruppe in pm

Bild



Vorkommen

Magnesiumcarbonat kommt in der Natur in großen Mengen als [Magnesit](#) (Bitterspat) ($MgCO_3$) mit der [Härte](#) 4–4½ vor. Es ist neben [Dolomit](#) das wichtigste [Magnesium-](#)Mineral. Ebenfalls bekannt sind die Minerale [Barringtonit](#) $MgCO_3 \cdot 2 H_2O$, [Nesquehonit](#) ($MgCO_3 \cdot 3 H_2O$) und [Lansfordit](#) $MgCO_3 \cdot 5 H_2O$.

Gittekonstante a

CAS-Nummer

546-93-0

Aggregatzustand

fest

Dichte in g/cm^3

3

Dichtetemperatur in °C

0

Schmelzpunkt in °C

350

Siedepunkt in °C

0

Löslichkeit

sehr schwer löslich in Wasser (0,106 g/l-1 bei

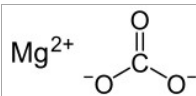
Lösungsmittel

Wasser

Löslichkeit in g/l

0,106

Kristallstruktur



Kation

Magnesium

Anion

Carbonat

Verwendung

Magnesiumcarbonat kommt als kristallwasserhaltiges $4 \text{ MgCO}_3 \cdot \text{Mg(OH)}_2 \cdot 4\text{--}5 \text{ H}_2\text{O}$ als *Magnesia alba, helle Magnesia*, in den Handel (CAS-Nummer [12125-28-9](#)). Eine wässrige [Suspension](#) von 50 g/l Wasser reagiert basisch und hat einen [pH](#) von etwa 10,5.

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

Magnesiumcarbonat ist Bestandteil von Mineral- und Heilwässern.

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

Wegen der großen spezifischen Oberfläche von $800 \text{ m}^2/\text{g}$ eignet sich Upsalit (kristallwasserfreies *nano*-Magnesiumcarbonat) als [Adsorber](#) für Entfeuchter und die Bindung von Öl auf Wasser.^{[[L1](#)][[L2](#)]} Auch eine Verwendung als Trägermaterial für Arzneimittelsubstanzen, bei der die Kontrollierbarkeit der Porengröße ausgenutzt wird, wird erforscht.^{[[L3](#)]}

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

In der Lebensmittelindustrie wird Magnesiumcarbonat Lebensmitteln als [Säureregulator](#), [Trägerstoff](#) oder [Trennmittel](#) zugesetzt. Es gilt als gesundheitlich unbedenklich, große Mengen können jedoch abführend wirken.

In der [EU](#) ist es als Zusatzstoff mit der Nummer E 504 ohne Höchstmengenbeschränkung für alle Lebensmittel zugelassen, die Zusatzstoffe enthalten dürfen. Dies beinhaltet auch [Bio-Produkte](#).

Isolier- und Füllstoff[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Es wird in Wärmeisoliermaterialien verwendet und als Füllstoff in Kunststoffen, Papier, Farben und Kautschuk sowie in der Kosmetik in Pudern.

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

Zusammen mit [Calciumcarbonat](#) wird Magnesiumcarbonat in Medikamenten zur Magensäureregulation ([Antazida](#)) eingesetzt.

Nachweis

1. Eintrag zu [E 504: Magnesiumcarbonates](#) in der Europäischen Datenbank für Lebensmittelzusatzstoffe, abgerufen am 27. Juni 2020.
2. ↑ Eintrag zu [MAGNESIUM CARBONATE](#) in der [CosIng-Datenbank](#) der EU-Kommission, abgerufen am 2. Juli 2020.
3. ↑ Hans-Dieter Jakubke, Ruth Karcher (Hrsg.): *Lexikon der Chemie*. Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg, 2001.
4. ↑ *Hochspringen nach a b c d e* Eintrag zu [Magnesiumcarbonat](#) in der [GESTIS-Stoffdatenbank](#) des [IFA](#), abgerufen am 21. Dezember 2019.
5. ↑ [Schweizerische Unfallversicherungsanstalt](#) (S uva): *Grenzwerte – Aktuelle MAK- und BAT-Werte* (Suche nach *546-93-0* bzw. *Magnesiumcarbonat*), abgerufen am 2. November 2015.
6. ↑ David R. Lide (Hrsg.): *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 90. Auflage. (Internet-Version: 2010), CRC Press/Taylor and Francis, Boca Raton, FL, *Standard Thermodynamic Properties of Chemical Substances*, S. 5-20.
7. ↑ [Erwin Riedel, Christoph Janiak](#): *Anorganische Chemie*. Walter de Gruyter, 2011, ISBN 3-11-022567-0, S. 607 ([eingeschränkte Vorschau](#) in der Google-Buchsuche).
8. ↑ Johan Forsgren, Sara Frykstrand, Kathryn Grandfield, Albert Mhramyan, Maria Strømme: „A Template-Free, Ultra-Adsorbing, High Surface Area Carbonate Nanostructure“; In: PLOS one, doi:[10.1371/journal.pone.0068486](#)
9. ↑ J. C. Deelman (2011): Low-temperature formation of dolomite and magnesite, [Chapter 6 –](#)

Name

Magnesiumsulfat

Name

Trivialname

Bittersalz

Salz-ID 8

Formel $MgSO_4 \cdot 7H_2O$

Molare Masse in g/mol

246

Kristallsystem

pseudotetragonal

Raumgruppe in pm

Bild



0

Vorkommen

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

In der Natur kommt Magnesiumsulfat überwiegend als **Kieserit**, einem Monohydrat, vor. Neben dem Monohydrat kommen weitere Magnesiumsulfate als Mineralien mit unterschiedlichem Wasseranteil vor: **Pentahydrat** (Pentahydrat), **Hexahydrat** (Hexahydrat), **Epsomit** (Heptahydrat).

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

Magnesiumsulfat lässt sich aus Magnesium und **Schwefelsäure** nach folgender Reaktionsgleichung herstellen:

Weiterhin entsteht es bei der Umsetzung von **Magnesiumoxid** oder **Magnesiumhydroxid** mit Schwefelsäure und anschließender Abdampfung des Wassers bzw. Trocknung:

Magnesiumsulfat $MgSO_4$ ist neben Magnesiumhydrogensulfat $Mg(HSO_4)_2$ eines der beiden **Magnesiumsalze** der **Schwefelsäure**. Das auch als Mineral **Epsomit** auftretende Magnesiumsulfat-Heptahydrat $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ erhielt des bitteren Geschmacks wegen den Trivialnamen **Bittersalz**.

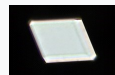
Kristallstruktur

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

Magnesiumsulfat ist ein farbloses, geruchloses, stark hygroscopisches Feststoff mit bitterem Geschmack. Es existieren mehrere Isomere, von denen das wichtigste das Magnesiumsulfat-Heptahydrat $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (Synonym: Bittersalz, Mineral: **Epsomit**) ist.



Magnesiumsulfat-Heptahydrat, kristallisiert aus der Lösung, mikroskopische Aufnahme im polarisierten Licht.



Magnesiumsulfat-Heptahydrat, rhombisch, mikroskopische Aufnahme im polarisierten Licht. Es zeigt bitter herbe Kristalle, die ein hexagonales Kristallgitter ausbilden. Die Kristalle bilden oft in feinen Nadeln aus und bilden **Schmelzen**. Epsomit ist gut wasserlöslich und hat eine Dichte von 1,68 g/cm³.

Gittekonstante a

CAS-Nummer

Aggregatzustand

fest

Dichte in g/cm³

2

Dichtetemperatur in °C

0

Schmelzpunkt in °C

1124

Siedepunkt in °C

1124

Löslichkeit

gut in Wasser löslich:
300 g/l-1 (20 °C)

Lösungsmittel

Wasser

Löslichkeit in g/l

300

Kation Magnesium
Anion Sulfat

Verwendung

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

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

- Magnesiumsulfat wird als Magnesiumquelle für Pflanzen in **Düngemitteln** verwendet. Reines Bittersalz wird unter anderem im **Obstbau** eingesetzt, speziell aber auch, um ein Braunwerden der Nadeln von **Nadelgehölzen** zu verhindern. Magnesiumsulfat trägt zu einem **sauren Bodenmilieu** bei, welches von **Koniferen** im Allgemeinen bevorzugt wird. Üblich ist ein Eintrag von 50 g/m² im Frühjahr oder Spätherbst. Bei großen Bäumen werden bis zu 200 g/m² aufgebracht.

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

- Wegen seines hygroskopischen Charakters wird es in der organischen Chemie zur **Trocknung** von Stoffen benutzt. Dazu gibt man zu der zu trocknenden Flüssigkeit so viel wasserfreies Magnesiumsulfat, bis neu zugesetztes Magnesiumsulfat in der Flüssigkeit feinkörnig bleibt und nicht mehr verklumpt. Das Magnesiumsulfat kann anschließend abfiltriert werden.

Medizinische

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

- In der Medizin findet es schon lange Zeit als **Abführmittel** Verwendung. Der Pflanzenanatom **Nehemiah Grew** extrahierte das Bittersalz, welches er 1697^[4] als Magnesiumsulfat identifizierte, erstmals aus Mineralwasser.^[5]
- In der Geburtshilfe wird MgSO₄ als Mittel der Wahl für die Therapie und Prophylaxe von **Eklampsie**-assoziierten Krampfanfällen verwendet.
- Magnesiumsulfat findet Anwendung in sogenannten Instant-Hot-Packs zur Erzeugung von (therapeutischer) Wärme bis zu 40 °C.^[6]

Nachweis

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

- ↑ Eintrag zu *MAGNESIUM SULFATE* in der **CosIng-Datenbank** der EU-Kommission, abgerufen am 28. Dezember 2020.
- ↑ *Hochspringen nach a b c d e f g h i j* Eintrag zu *Magnesiumsulfat* in der **GESTIS-Stoffdatenbank** des IFA, abgerufen am 19. Dezember 2019
- ↑ Externe Identifikatoren von bzw. Datenbank-Links zu *Magnesiumhydrogensulfat*: CAS-Nummer: 10028-26-9, EG-Nummer: 233-073-4, **ECHA-InfoCard**: [100.030.055](#), **PubChem**: [11769948](#), **ChemSpider**: [9944631](#), **Wiki data**: [Q27278236](#).
- ↑ H. Grew: *A treatise on the nature and use of the bitter purging salt*. London 1697.
- ↑ Barbara I. Tshisuaka: *Grew, Nehemiah*. In: **Werner E. Gerabek**, Bernhard D. Haage, **Gundolf Keil**, Wolfgang Wegner (Hrsg.): *Enzyklopädie Medizingeschichte*. De Gruyter, Berlin / New York 2005, **ISBN 3-11-015714-4**, S. 510.
- ↑ C. Schmuck, B. Engels, T. Schirmeister, R. Fink: *Chemie für Mediziner*. Pearson Studium, Hallbergmoos 2008, **ISBN 978-3-8273-7286-4**, S. 164
- ↑ *Anatomisch-therapeutisch-chemische Klassifikation mit Tagesdosen. Amtliche Fassung des ATC-Index mit DDD-Angaben für Deutschland im Jahre 2011*. S. 160.
- ↑ Thomas Ziegenfuß: *Notfallmedizin*. 5. Auflage. S. 299
- ↑ Thomas Ziegenfuß: *Notfallmedizin*. 5. Auflage. S. 330

Name

Natriumcarbonat

Name

Trivialname

Soda

Salz-ID 3

Formel $\text{Na}_2(\text{CO}_3)$

Molare Masse in g/mol

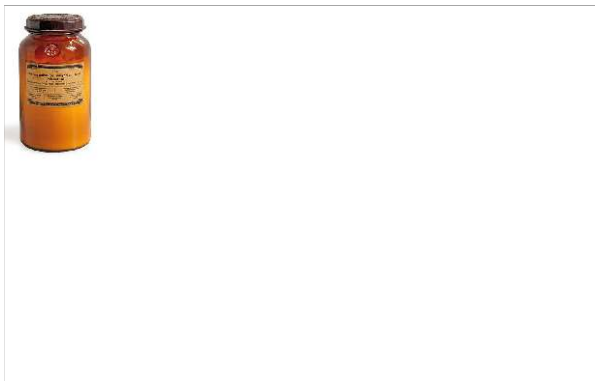
106

Kristallsystem

polymorph

Raumgruppe in pm

Bild



Vorkommen

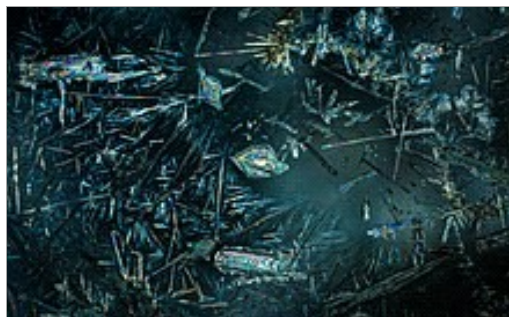
0

Vorkommen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelle](#) [xt bearbeiten\]](#)

Es kommt als Mineral [Natrit](#) in [Sodaseen](#) in [Ägypten](#), der [Türkei \(Van-See\)](#), [Ostafrika](#) (z. B. [Lake Natron](#)) und andere Seen des [Ostafrikanischen Grabens](#)), [Kalifornien](#), [Mexiko](#) und als [Trona](#) ($\text{Na}(\text{HCO}_3) \cdot \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) in [Wyoming \(USA\)](#), Mexiko, Ostafrika und in der südlichen [Sahara](#) vor.

Wasserfreies Natriumcarbonat kommt in [Natrokarbonatit](#)-Vulkanen (z. B. dem [Ol Doi Ny Lengai](#)) als Mineral [Gregoryit](#) im Ergussgestein vor, wandelt sich aber bei Kontakt mit Regenwasser sehr schnell zu [Soda](#) um.

Kristallstruktur



Gittekonstante a

CAS-Nummer

497-19-8

Aggregatzustand

fest

Dichte in g/cm^3

3

Dichtetemperatur in $^{\circ}\text{C}$

0

Schmelzpunkt in $^{\circ}\text{C}$

854

Siedepunkt in $^{\circ}\text{C}$

1600

Löslichkeit

gut in Wasser (217
 $\text{g}\cdot\text{l}^{-1}$ bei 20°C)

Lösungsmittel

Wasser

Löslichkeit in g/l

217

Kation

Natrium

Anion

Carbonat

Verwendung

Geschichte der

Sodaherstellung[Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

Zunächst wurde natürliches Soda aus Mineralien zum Beispiel an Salzseen gewonnen, am Bekanntesten schon vor 4000 Jahren in Ägypten das Natron als Mischung von Natriumcarbonat und [Natriumhydrogencarbonat](#), das zur Glasgewinnung genutzt wurde. Später wurde Soda (genannt auch **Aschensalz**) auch durch Einäscherung von getrockneten Pflanzen aus Salzsteppen oder vom Meeresstrand (mit besonders hohem Natriumgehalt) besonders im Mittelmeerraum gewonnen. Das Verfahren war ähnlich wie bei [Pottasche](#) aus Landpflanzen, die im Fall von Pottasche aber überwiegend Kalium enthielten. Einige der besten Sorten kamen aus [Alicante](#) und wurden Barilla genannt, was sich später allgemein auf Pflanzensoda übertrug.

Die Entwicklung von künstlichem Soda insbesondere zur Seifenherstellung begann mit der analytischen Unterscheidung von Soda und Pottasche durch [Henri Louis Duhamel du Monceau](#) um 1730.^[10] Außerdem zeigte er, dass man prinzipiell Soda aus Kochsalz herstellen konnte. Kochsalz war als Ausgangsmaterial jedoch zu teuer und zu hoch besteuert. Nach einem geeigneten Herstellungsverfahren wurde weiter geforscht. Duhamel stellte schon [Glaubersalz](#) (Natriumsulfat) her und zeigte, dass man daraus Soda herstellen kann. Die Methode wurde durch [Andreas Sigismund Marggraf](#) in Berlin verbessert. [Karl Wilhelm Scheele](#) gewann 1772 Soda durch Erhitzen von Soße mit Bleioxid in kleinen Mengen, was auch schon bei einigen Fabrikanten Anwendung fand. 1775 wurde ein Preis der französischen Akademie der Wissenschaften für die Sodaherstellung ausgelobt, der die Beschäftigung mit dem Problem beförderte (er wurde nie ausbezahlt). 1777 benutzte [Joseph Francois Malherbe](#) in Frankreich industriell Glaubersalz, um Soda herzustellen. [Jean-Antoine Chaptal](#) produzierte nach dem Verfahren in [Montpellier](#) (nach 1780) und P. L. Athénas in Javier bei Paris. 1789 schlug [Jean-Claude Delamétherie](#) vor, Glaubersalz mit Kohle zu glühen, das Ergebnis mit Essigsäure zu behandeln und daraus Soda zu glühen, was zwar nicht praktikabel war^[11], aber anregend auf den Arzt [Nicolas Leblanc](#) wirkte, der sich

Nachweis

Einzelnachweise[Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

- ↑ *Hochspringen nach a b c* [Natriumcarbonate](#). [E 500](#). In: *Lebensmittellexikon*.de
- ↑ Eintrag zu *E 500: Sodium carbonates* in der Europäischen Datenbank für Lebensmittelzusatzstoffe, abgerufen am 11. August 2020.
- ↑ Eintrag zu *SODIUM CARBONATE* in der *Cosling-Datenbank* der EU-Kommission, abgerufen am 26. Februar 2020.
- ↑ *Hochspringen nach a b c d e f g* Eintrag zu *Natriumcarbonat* in der *GESTIS-Stoffdatenbank* des *IFA*, abgerufen am 21. Februar 2017.
- ↑ *Hochspringen nach a b c d* Datenblatt *Natriumcarbonat* (PDF) bei *Merck*, abgerufen am 18. März 2012.
- ↑ Ray E. Bolz: *CRC Handbook of Tables for Applied Engineering Science*. CRC Press, 1973, *ISBN 978-0-8493-0252-7*, S. 482 (*eingeschränkte Vorschau* in der *Google-Buchsuche*).
- ↑ Eintrag zu *Sodium carbonate* im *Classification and Labelling Inventory* der *Europäischen Chemikalienagentur* (ECHA), abgerufen am 1. Februar 2016. Hersteller bzw. *Inverkehrbringer* können die harmonisierte Einstufung und Kennzeichnung erweitern.
- ↑ David R. Lide (Hrsg.): *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 90. Auflage. (Internet-Version: 2010), CRC Press/Taylor and Francis, Boca Raton, FL, *Standard Thermodynamic Properties of Chemical Substances*, S. 5-20.
- ↑ Erläuterung der Unterschiede zwischen Soda und Natron, abgerufen im Juni 2016
- ↑ Otto Krätz, *Anfänge der technischen Chemie*, in: *Armin Hermann*, *Charlotte Schönbeck*, *Technik und Wissenschaft*, VDI Verlag 1991, S. 308
- ↑ Bernhard Neumann (Hrsg.), *Lehrbuch der Chemischen*

Name

Natriumchlorid

Name

Trivialname

Kochsalz

Salz-ID 1

Formel NaCl

Molare Masse in g/mol

58

Kristallsystem

kubisch

Raumgruppe in pm

225

Bild



Vorkommen

Vorkommen



[Halit](#)

Natriumchlorid ist in der Natur in großer Menge vorhanden, größtenteils gelöst im [Meerwasser](#) mit einem Gehalt von ca. 3 %, insgesamt $3,6 \cdot 10^{16}$ Tonnen,^[9] außerdem als [Mineral Halit](#) mit einem Gehalt von bis zu 98 % in den häufigen [Steinsalzlagerstätten](#), die in erdgeschichtlicher Zeit in austrocknenden Meeresbuchten sedimentierten. Die insgesamt unter Deutschland vorkommenden Lagerstätten werden auf ein Volumen von 100.000 Kubikkilometer geschätzt.^[10]

Steinsalzschiefer sind plastisch und werden deshalb von geologischen Prozessen, denen sie unterliegen, vielfach verformt, u. a. zu leichter abbaubaren [Salzstöcken](#) und [Salzkissen](#). Wenn eine Salzlagerstätte im Gebirge an die Oberfläche austritt, kann sogar ein [Salzgletscher](#) entstehen.

Gittekonstante a

564

CAS-Nummer

7647-14-5

Aggregatzustand

fest

Dichte in g/cm³

2

Dichtetemperatur in °C

25

Schmelzpunkt in °C

801

Siedepunkt in °C

1461

Löslichkeit

gut in Wasser (358 g·l⁻¹ bei 20 °C)[3],

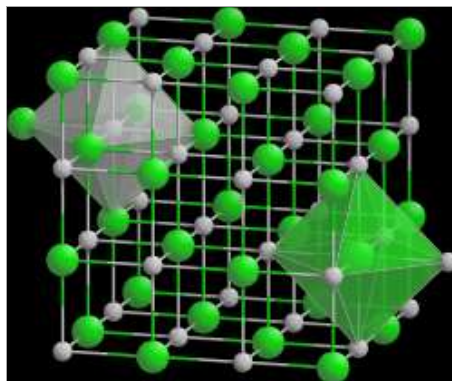
Lösungsmittel

Wasser

Löslichkeit in g/l

358

Kristallstruktur



Kation

Annion

Natrium

Chlorid

Verwendung

Verwendung



Kochsalz

Als Speisesalz ist Natriumchlorid ein wichtiger Bestandteil der menschlichen Ernährung. Es wird zum Würzen von fast allen Speisen benutzt. Seit der Zeit der Industrialisierung spielt jedoch mengenmäßig die industrielle Verwendung die weitaus größere Rolle. Je nach der Anwendung werden unterschiedliche Zusatzstoffe beigemischt.

Nach der Verwendung wird unterschieden zwischen **Industriesalz** als Rohstoff der chemischen Industrie, **Auftausalz** für den winterlichen Straßendienst, **Gewerbesalz** für die verschiedensten industriellen und gewerblichen Zwecke und **Speisesalz** zum menschlichen Genuss. Die Anteile dieser Verwendungen sind für Deutschland und die USA in der folgenden Tabelle angegeben:

	Indus- triesalz	Auft- ausalz	Gewe- besalz	Spei- sesalz	unb- ekannt
Deutschland	80 %	12 %	5 %	3 %	0 %
USA (2007)	39 %	37 %	12 %*	3 %	9 %

*weiter differenziert in 7 % (nichtchemische) industrielle, 3 % agrarische Verwendung und 2 % **Regenerialsalz**

Industriesalz

Als Industriesalz wird nur das in der chemischen Grundstoffindustrie eingesetzte Natriumchlorid bezeichnet. Es handelt sich um Steinsalz, bei entsprechenden lokalen Marktverhältnissen, wie etwa in Indien, auch

Nachweis

Einzelnachweise

- ↑ W.T.Barrett, W.E.Wallace: *Studies of NaCl-KCl Solid Solutions. I. Heats of Formation, Lattice Spacings, Densities, Schottky Defects and Mutual Solubilities*. In: [Journal of the American Chemical Society](#) 76(2), 1954, S. 366–369, doi:10.1021/ja01631a014
- ↑ Eintrag zu **SODIUM CHLORIDE** in der [CosIng-Datenbank](#) der EU-Kommission, abgerufen am 28. Dezember 2019.
- ↑ [Hochspringen nach a b c d e f g h](#) Eintrag zu **Natriumchlorid** in der [GESTIS-Stoffdatenbank](#) des [IFA](#), abgerufen am 20. Juli 2015.
- ↑ [Hochspringen nach a b c](#) Eintrag zu **Natriumchlorid**. In: [Résumé Online](#), Georg Thieme Verlag, abgerufen am 29. Oktober 2016.
- ↑ [Hochspringen nach a b c d e f g h i j k l m n o p q](#). Westphal, G. Kristen, W. Wegener, P. Ambatiello, H. Geyer, B. Epron, C. Bonal, G. Steinhauser, F. Götzfried: *Sodium Chloride*, in: [Ullmanns Enzyklopädie der Technischen Chemie](#), Wiley-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA, Weinheim 2012; doi:10.1002/14356007.a24_317.pub4.
- ↑ V.P. Sachanyuk, G.P. Gorgut, V.V. Atuchin, I.D. Olekseyuk, O.V. Parasyuk: *The Ag₂S–In₂S₃–Si(Ge)₂ systems and crystal structure of quaternary sulfides Ag₂In₂Si(Ge)₂S₆*. In: *Journal of Alloys and Compounds*. Band 452, Nr. 2, ISSN 0 925-8388, S. 348–358, doi:10.1016/j.jallcom.2006.11.043 (angegeben als 1074 K).
- ↑ [RefractiveIndex.INFO: Refractive index of NaCl \(Sodium chloride\)](#)
- ↑ [Spektrum Lexikon der Chemie: Natriumchlorid](#). Abgerufen am 14. Januar 2017.
- ↑ Werner Gwosdz: *Salz-Gemeinschaftsunternehmen* esco. Hannover: Bundesanstalt für Geowissenschaften und Rohstoffe, 2002 ([Commodity Top News 16](#))

Name

Natriumhydrogencarbonat

Name

Trivialname

Natron, Backsoda, Bullri

Salz-ID 6

Formel NaHCO₃

Molare Masse in g/mol

84

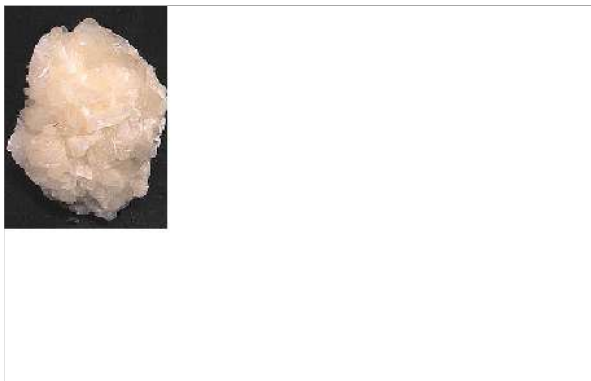
Kristallsystem

monoklin, bildet Mischk

Raumgruppe in pm

14

Bild



Vorkommen

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

Das Wort *Natron* existiert seit Beginn der **Neuzeit** im Deutschen (in den Formen *anatron*, *natrum* und *natron*) und entstand (wie spanisch, französisch und englisch *natron* sowie „**Natrium**“) über arabisch *naṭrūn* (bzw. *anatrūn*; vgl. das unterägyptische „Natrontal“ „**Wadi-an-Natron**“, woher früher ein Gemisch aus Natriumcarbonat und Natriumhydrogencarbonat zum Wasserentzug aus Mumien bezogen wurde^[1]) aus griechisch *nitron* (*νίτρον*) (Herodot; altisch *litron* (*λίτρον*)), welches auf altägyptisch *ntr*- zurückzuführen ist. Aus dem griechischen *nitron* (Natron, Soda, Salpeter) war auch lateinisch (*sal*) *nitrum* und deutsch *Salniter* gebildet worden (woraus dann *Nitrogen*, *Nitrat* usw. herleitbar sind).^[2]

Wikipedia-Wartung
Dieser Artikel oder nachfolgende Abschnitt ist nicht hinreichend mit **Belegen** (beispielsweise **Einzelnachweise**) ausgestattet. Angaben ohne ausreichenden Beleg könnten demnächst entfernt werden. Bitte hilf Wikipedia, indem du die Angaben recherchierst und gute Belege einfügst.

Bereits im **Wörterbuch der ägyptischen Sprache** von **Adolf Erman** und **Hermann Grapow** wurden vor einem knappen Jahrhundert griechisch *nitron* (*νίτρον*) und **hebräisch** *netzer/nether* mit dem **altägyptischen** Wort *ntr*-j verknüpft, das im 2. Jahrtausend vor Christus etwa /nats-ra-/ ausgesprochen wurde. Da sich das *Natron*wort in dieser Zeit in vielen unverbundenen, aber benachbarten Sprachen findet, muss diese Etymologie als wahrscheinlich betrachtet werden.

Altägyptisch *ntr*-j bedeutet in Bezug auf *Natron* jedoch nicht „göttlich“ und bezeichnet auch das *Natron* nicht als göttliche Substanz, wie häufig zu lesen ist. Alle Gegenstände und Substanzen zur Vorbereitung eines Leichnams für das Begräbnis und der Mumifizierung heißen grundsätzlich *ntr*-j, zum Beispiel auch Mumienbinden und Mumifizierungsgeräte, also „zum Begräbnis gehörende Sache“.

Kristallstruktur

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

Natriumhydrogencarbonat ist ein farblos, kristalliner Feststoff, der sich oberhalb einer Temperatur von 50 °C unter Abspaltung von Wasser und Kohlenstoffdioxid zu Natriumcarbonat zersetzt.^[1]

In Wasser löst es sich im Unterschied zu **Natriumcarbonat** mit nur schwach alkalischer Reaktion.^[1]

Natriumhydrogencarbonat besitzt eine **monokline Kristallstruktur** mit der **Raumgruppe** *P2₁/c* (Raumgruppe n-Nr. 14) und den **Gitterparametern** *a* = 3,51 Å, *b* = 9,71 Å, *c* = 8,05 Å und *β* = 111° 51'.^[2] Die Verbindung bildet Mischkristalle mit Natriumcarbonat.^[1]

Kation Anion
Natrium Hydrogencarbonat

Verwendung

Gittekonstante a

3,51

CAS-Nummer

144-55-8

Aggregatzustand

fest

Dichte in g/cm³

2

Dichtetemperatur in °C

20

Schmelzpunkt in °C

270

Siedepunkt in °C

270

Löslichkeit

mäßig in Wasser (96 g·l⁻¹ bei 20 °C)

Lösungsmittel

Wasser

Löslichkeit in g/l

96

Verwendung [Bearbeiten | Quelle] xt bearbeiten]

Natriumhydrogencarbonat wird hauptsächlich zur Herstellung von Backpulver und Brausepulver verwendet. Die weltweite Produktionsmenge liegt im 100.000-Tonnen-Bereich.^[1]

Die Verbindung findet allgemein vielfältige Anwendung:

- In der Lebensmitteltechnik
 - als Bestandteil von **Backpulvern** bzw. **Triebmitteln**^[4]
 - als Bestandteil von **Brausepulvern**^[4]
- In der Sportlerernährung^[13]
 - Bei geeigneter Anwendung und Dosierung bei gesunden, trainierten und nicht mangelernährten Menschen kann ein positiver Effekt auf die Ausdauer für belegt oder wahrscheinlich angesehen werden.^[14]
- In der Medizin
 - zum **Zähneputzen** (Natron bzw. *baking soda* ist wegen seiner **abrasiven** und somit **aufhellenden** Wirkung in einigen **Zahnpasten** enthalten, insb. in den USA)^[15]
 - bei der **Professionelle Zahnreinigung** (PZR) in der **Prophylaxe (Zahnmedizin)**
 - als Mittel gegen **Sodbrennen** wegen der Neutralisationswirkung unter Bildung von ungiftigen Reaktionsprodukten (CO₂ und Wasser); gilt heute als veraltet^{[16][17]} (siehe **Antazidum**, **Protonenpumpenhemmer**). NaHCO₃ ist dennoch in vielen Produkten gegen Sodbrennen und säurebedingte Magenprobleme enthalten. Beispielsweise besteht **Bullrich-Salz** (**Delta-Pronatura-Gruppe**) zu 100 % aus Natriumhydrogencarbonat.^[11]
 - als **Antidot** bei **Vergiftungen** durch **Ba****rb****it****ur****ate**, **Salicylate** und **Trizyklische Antidepressiva**^[18]
 - als Bestandteil einer Trinklösung (zusammen mit **Kaliumchlorid**, **Natriumchlorid** und **Macrogol**) zur Darmreinigung als Vorbereitung einer **Koloskopie** (Darmspiegelung),^[19]

Nachweis

Einzelnachweise [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

1. ↑ Eintrag zu *E 500 (ii): -Sodium hydrogenate carbonate* in der Europäischen Datenbank für Lebensmittelzusatzstoffe, abgerufen am 27. Juni 2020.
2. ↑ Eintrag zu *SODIUM BICARBONATE* in der *CosIng-Datenbank* der EU-Kommission, abgerufen am 25. Februar 2020.
3. ↑ nach h e e Datenblatt *Natriumhydrogencarbonat* (PDF) bei *Merck*, abgerufen am 19. Januar 2011.
4. ↑ Hochspringer nach h e e Eintrag zu *Natriumhydrogencarbonat* in der *GESTIS-Stoffdatenbank* des *IFA*, abgerufen am 19. Dezember 2019.
5. ↑ Hochspringer nach h e e Robert N. Goldberg, Nand Kishore, Rebecca M. Lennen: *Thermodynamic quantities for the ionization reactions of buffers in water*, (PDF) In: *J. Phys. Chem. Ref. Data*. 31, Nr. 2, 2002, S. 264. Abgerufen am 16. Juli 2014.
6. ↑ David R. Lide (Hrsg.): *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 90. Auflage. (Internet-Version: 2010), CRC Press/Taylor and Francis, Boca Raton, FL, *Standard Thermodynamic Properties of Chemical Substances*, S. 5-19.
7. ↑ Renate Gerner: *Bei der Mumifizierung verwendete Instrumente und Substanzen*. In: Renate Gerner, Rosemarie Drenkhahn (Hrsg.): *Mumie und Computer. Ein multidisziplinäres Forschungsprojekt in Hannover. Sonderausstellung des Kestner-Museums Hannover vom 26. September 1991 bis 19. Januar 1992*. Kestner-Museum, Hannover 1991, ISBN 3-924029-17-2, S. 28 f.
8. ↑ Franz Domseiff: *Die griechischen Wörter im Deutschen*. Walter de Gruyter & Co, Berlin 1950, S. 44.
9. ↑ Friedrich Kluge, Alfred Götz: *Etymologisches Wörterbuch der deutschen Sprache*. 20. Auflage, hrsg. von *Walther Mitzka*, De Gruyter, Berlin/ New York 1967; Neudruck

Name

Natriumhydroxid

Name

Trivialname

Ätznatron

Salz-ID 5

Formel NaOH

Molare Masse in g/mol

40

Kristallsystem

orthorhombisch

Raumgruppe in pm

Bild



11

Vorkommen

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

Im Labor kann Natriumhydroxid durch Umsetzung von Natriumcarbonat mit Calciumhydroxid zu Natriumhydroxid und Calciumcarbonat hergestellt werden.^[8]

Das wenig lösliche Calciumcarbonat wird abfiltriert. Im Filtrat verbleibt das gut lösliche Natriumhydroxid. Dieser Prozess der Kautstifizierung wurde früher großtechnisch durchgeführt und ist auch heute wieder von Interesse.

Eine weitere Methode ist die stark exotherme Reaktion von elementarem Natrium mit Wasser unter Bildung von Natronlauge und Wasserstoff:

In der Schule wird dieser Versuch häufig gezeigt, um die Reaktivität der Alkalimetalle mit Wasser zu demonstrieren.

Nach dem Eindampfen der Natronlauge bleibt festes Natriumhydroxid zurück:

Das Acker-Verfahren zur Herstellung von Natriumhydroxid durch Schmelzflusselektrolyse von Natriumchlorid wurde von Charles Ernest Acker (1868–1920) in den Vereinigten Staaten von Amerika entwickelt.^[9]

Elektrolyse[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)
→ *Hauptartikel: Chloralkali-Elektrolyse*

Industriell wird Natriumhydroxid durch Elektrolyse von Natriumchlorid zu Natronlauge, Wasserstoff und Chlorgas hergestellt:

Gittekonstante a

CAS-Nummer

1310-73-2

Aggregatzustand

fest

Dichte in g/cm³

2

Dichtetemperatur in °C

0

Schmelzpunkt in °C

323

Siedepunkt in °C

1390

Löslichkeit

gut löslich in Wasser:
(1090 g·l⁻¹ bei 20 °C)[

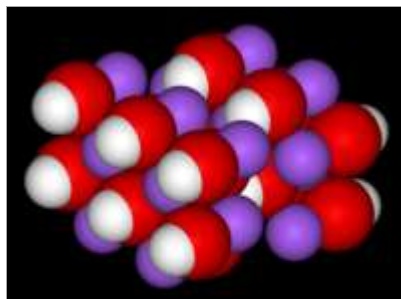
Lösungsmittel

Wasser

Löslichkeit in g/l

1090

Kristallstruktur



Kation

Annion

Natrium

Hydroxid

Verwendung

Verwendung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelle](#) [xt bearbeiten\]](#)



Viele **Abflussreiniger** enthalten Natriumhydroxid

Natriumhydroxid wird hauptsächlich in Form von **Natronlauge** verwendet und ist in der **Industrie** eine der wichtigsten **Chemikalien**.^[8] Zu deren Verwendung siehe dort.

Festes Natriumhydroxid ist neben Aluminiumspänen ein wesentlicher Bestandteil von **Abflussreinigern**. In Wasser gelöst oxidiert die starke **Base** unter Hitze- und **Wasserstoffentwicklung** das **Aluminium** und löst dann **Fette** und **Proteine** in den Ablagerungen durch **Verseifung**.

Mit heißer **Lösung** werden Brandschichten in **Kochtöpfen** gelöst. Natriumhydroxid ist nicht geeignet für Aluminiumtöpfe.

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

Commons: Natriumhydroxid – Sammlung von Bildern, Videos und Audiodateien
 Wiktionary: Natriumhydroxid – Bedeutungserklärungen, Wortherkunft, Synonyme, Übersetzungen

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

Physikalisch-chemische

Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelle](#) [xt bearbeiten\]](#)

Natriumhydroxid ist ein weißer **hygroscopischer** Feststoff und gehört zu den stärksten Basen. In Wasser löst es sich sehr gut unter großer **Wärmeentwicklung** durch die negative **Lösungsenthalpie** von $-44,4\text{ kJ/mol}$ ^[9] zur stark alkalisch

Nachweis

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

- ↑ Eintrag zu *E 524: Natriumhydroxide* in der Europäischen Datenbank für Lebensmittelzusatzstoffe, abgerufen am 29. Dezember 2020.
- ↑ Eintrag zu *SODIUM HYDROXIDE* in der *CosIng-Datenbank* der EU-Kommission, abgerufen am 16. Februar 2020.
- ↑ *Hochsprungen nach a b c d e f g* Eintrag zu *Natriumhydroxid* in der *GESTIS-Stoffdatenbank* des *IFA*, abgerufen am 1. Februar 2016.
- ↑ Franz v. Bruchhausen, Siegfried Ebel, Eberhard Hackenthal, Ulrike Holzgrave: *Hagers Handbuch der Pharmazeutischen Praxis*. Folgeband 5: *Stoffe L–Z*. Springer-Verlag, 2013, *ISBN 978-3-642-58388-9*, S. 273 (eingeschränkte Vorschau in der Google-Buchsuche).
- ↑ Datenblatt *Sodium hydroxide monohydrate, 99.996% (metals basis)* bei AlfaAesar, abgerufen am 11. Juli 2016 (PDF).
- ↑ Eintrag zu *Sodiumhydroxide* im *Classification and Labelling Inventory* der *Europäischen Chemikalienagentur* (ECHA), abgerufen am 1. August 2016. Hersteller bzw. *Inverkehrbringer* können die harmonisierte Einstufung und Kennzeichnung *erweitern*.
- ↑ *Schweizerische Unfallversicherungsanstalt* (Suva): *Gr enzwer te – Aktuelle MAK- und BAT- Werte*, abgerufen am 2. November 2015.
- ↑ *Hochsprungen nach a b c d e* Manfred Baerns, Arno Behr, Axel Brehm, Jürgen Grmehling, Kai-Olaf Hinrichsen, Hanns Hofmann, Ulfert Onken, Regina Palkovits, Albert Renken: *Technische Chemie*. John Wiley & Sons, 2014, *ISBN 978-3-527-67409-1*, S. 629 (eingeschränkte Vorschau in der Google-Buchsuche).
- ↑ Winfried R. Pötsch, Annelore Fischer und Wolfgang Müller unter Mitarbeit von *Heinz Cassebaum*: *Lexikon bedeutender Chemiker*. VEB Bibliographisches

Name

Natriummetasilikat

Name

Trivialname

Natronwasserglas

Salz-ID 14

Formel Na₂SiO₃

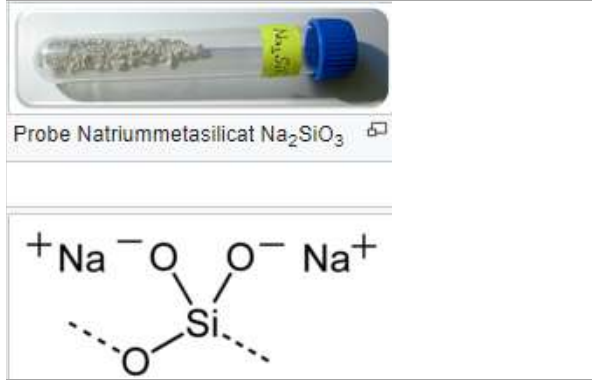
Molare Masse in g/mol

108

Kristallsystem

Raumgruppe in pm

Bild



Vorkommen

Nachdem von [Helmond](#) schon 1640 die leichter lösliche [Kieselfeuchte](#) entdeckte, wurde das Wasserglas erstmals 1818 durch den Chemiker und Mineralogen [Johann Nepomuk von Fuchs](#) hergestellt.^[1] Fuchs gab der neuen Verbindung auch ihren Namen.^[4] Zusammen mit [Franz Xaver Pettenkofer](#) entwickelte er beim Wiederaufbau des 1823 abgebrannten [Königlichen Hof- und Nationaltheaters](#) ein Verfahren, mit dem die Entflammbarkeit von Holz herabgesetzt werden sollte. Dabei kamen sie auf die Idee, Dekorationen und Gerüste mit Wasserglas zu überziehen. Später behandelten sie auch bemalte Kulissen mit dem feuerhemmenden Mittel, stellten dabei aber fest, dass dadurch Farbschäden auftraten. Deshalb gingen sie daran, Wasserglas mit anorganischen Farbpigmenten zu mischen. Das neue Malverfahren erhielt später den Namen [Stereochromie](#).^[5] „Die ersten größeren Gemälde mit Wasserglasfarben schuf der Kirchen- und Historienmaler [Josef Schlothauer](#) (1789–1869).“^[6]

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

Zur Herstellung fester Wassergläser (Festgläser) werden Gemenge aus Quarzsand und Kaliumcarbonat (für *Kalivasserglas*) bzw. Natriumcarbonat (für *Natronwasserglas*) unter CO₂-Entwicklung bei 1100 °C bis 1200 °C^[7] verschmolzen:

... (M = Alkalimetall)

Die von der Zusammensetzung der Gemenge abhängige, allgemeine Formel M₂O · n SiO₂ technisch wichtiger Wassergläser liegt etwa im Bereich zwischen n gleich 1 bis 4.^[8] In der Regel werden für ein Wasserglas das Mol- oder Massenverhältnis von SiO₂ zu Na₂O bzw. SiO₂ zu K₂O angegeben.

Natronwasserglas (siehe auch [Natriumsilicate](#)) mit dem Molverhältnis 3,4 bis 3,5 bildet den mengenmäßig wichtigsten Anteil. Die Dichte wird noch häufig in der veralteten Einheit *Grad Baumé* angegeben.

Das abgekühlte Glas wird zu einem Pulver gemahlen. Daraus wird durch Lösen in Wasser bei hohen Temperaturen (z. B. 150 °C bei 5 bar

Kristallstruktur

Als **Wasserglas** werden aus einer Schmelze erstarrte glasartige, also [amorphe](#), wasserlösliche [Natrium-](#), [Kalium-](#) und [Lithiumsilicate](#) oder ihre wässrigen Lösungen bezeichnet. Je nachdem, ob überwiegend Natrium-, Kalium- oder Lithiumsilicate enthalten sind, spricht man von **Natronwasserglas**, **Kalivasserglas** oder **Lithiumwasserglas**.

Die Trocknung einer wässrigen Lösung von Wasserglas beginnt mit der Verdunstung von Wasser und wird gefolgt von der Ausbildung wasserunlöslicher [Kieselsäure](#) (Verkieselung). Die Verkieselung von Wasserglas ist irreversibel, das heißt durch Zugabe von Wasser zur Kieselsäure entsteht nicht wieder Wasserglas.^[1]

Gittekonstante a

CAS-Nummer

Aggregatzustand

Dichte in g/cm³

0

Dichtetemperatur in °C

0

Schmelzpunkt in °C

0

Siedepunkt in °C

0

Löslichkeit

Lösungsmittel

Löslichkeit in g/l

0

Kation

Annion

Natrium

Silikat

Verwendung

Verwendung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelle](#) [xt bearbeiten](#)

Zur Anwendung kommt meist *flüssiges Wasserglas* (*flüssiges Kalium-/Natriumsilicat*, *liquid glass*, *liquor silicium*). Natronwasserglas ist nicht für einen dauerhaften Feuchtigkeitsschutz geeignet, weil es sich im Gegensatz zu Kalkwasserglas nach längerer Zeit allmählich auflöst. In der **Keramik** dient Wasserglas als **Elektrolyt** zur Verflüssigung einer **keramischen Masse**. Benutzt wird es zudem als **Klebstoff** (z. B. zum Aufkleben der Elfenbeinplatten auf Klaviertasten), als Stabilisator von **Bleichflotten** in der **Textil-** und **Papierindustrie**, als **Bindemittel** (z. B. bei **Mineralfarben**), als Zusatz in **Schweißelektroden**, in Waschmitteln, um Bauteile von Waschmaschinen vor **Korrosion** zu schützen, als Abdichtung bei Mauerwerk, **Deponien** und im **Untertagebau**, zum Schutz von Natursteinen vor Witterungseinflüssen, bei **Sol-Gel-Prozessen** und als **Pflanzenstärkungsmittel** in der **ökologischen Landwirtschaft**. In der **Mikrobiologie** wird Wasserglas als Ersatz für **Agar**, der im sauren pH-Bereich **hydrolysiert**, bei der Herstellung von festen **Nährmedien** für die Anzucht säureliebender (**acidophilen**) Bakterien eingesetzt. In der Gießertechnik benutzt man Wasserglas zum Härten von Sandformen und Kernen.

Im Bauwesen findet Wasserglas traditionell Verwendung

- zur **Verfestigung** und **Abdichtung** von **Putz** und **Mauerwerk** sowie zum Schutz von **Natursteinen** vor Witterungseinflüssen durch **Verkieselung**. Je nach Saugfähigkeit des Untergrunds wird es beispielsweise mit zwei Teilen Wasser verdünnt und in einer Menge von ca. 120 bis 380 ml pro Quadratmeter aufgetragen.
- zum Verschließen der Poren der oberflächennahen Schichten von **Estrich** und **Beton**^[9]. Dabei kann die Verschleißfestigkeit um bis zu 15 % erhöht werden^[10], die Staubbildung verringert sich und die **kapillare** Wasseraufnahme

Nachweis

1. *Wasserglas*. In: Angela Weyer et al. (Hrsg.), *EwaGlos, European Illustrated Glossary Of Conservation Terms For Wall Paintings And Architectural Surfaces*. English Definitions with translations into Bulgarian, Croatian, French, German, Hungarian, Italian, Polish, Romanian, Spanish and Turkish. Michael Imhof, Petersberg 2015, **ISBN 978-3-7319-0260-7**, S. 402, doi:[10.5185/hawk-hhg/233](https://doi.org/10.5185/hawk-hhg/233) ([Download](#)).
2. [↑](https://www.zeno.org) Zeno.org: [Kiesel Feuchtigkeit](#)
3. [↑](#) Fraunhofer IRB: *Chemie und Eigenschaften von Wasserglas* ([Memento](#) vom 4. Januar 2012 im [Internet Archive](#))
4. [↑](#) Eintrag zu *Wasserglas*. In: [Römpp Online](#). Georg Thieme Verlag, abgerufen am 9. April 2011.
5. [↑](#) Walter Ackermann: *Johann Nepomuk Fuchs (1774-1856). Mineraloge und Chemiker*. Die Oberpfalz, 2018, 106. Jahrgang, S. 92–96.
6. [↑](#) Salzgitter aktuell: *Wasserglas: Bindemittel für Mörtel und Beton* ([Memento](#) vom 26. April 2014 im [Internet Archive](#))
7. [↑](#) *Soluble Silicate Manufacture (Englisch)* ([Memento](#) vom 14. Oktober 2008 im [Internet Archive](#)) (PDF; 26 kB)
8. [↑](#) A. F. Holleman, E. Wiberg, N. Wiberg: *Lehrbuch der Anorganischen Chemie*. 91.–100., verbesserte und stark erweiterte Auflage. Walter de Gruyter, Berlin 1985, **ISBN 3-11-007511-3**, S. 779.
9. [↑](#) S. A. Wyrzgol: *Was man über Wasserglas wissen sollte* ([Memento](#) vom 17. Juli 2013 im [Internet Archive](#)) (PDF; 176 kB), Obtego AG, [Neufahrn](#)

Name

Natriumorthosilikat

Name

Trivialname

Natiumsilikat, Natronw

Salz-ID 15

Formel Na4SiO4

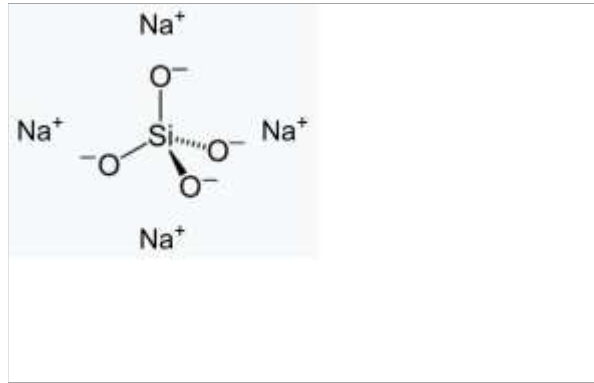
Molare Masse in g/mol

184

Kristallsystem

Raumgruppe in pm

Bild



0

Vorkommen

In der Natur kommen Natriumsilicate in Form der Mineralien **Ertixit** $\text{Na}_2\text{Si}_4\text{O}_9$ und **Natrosilit** $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ vor.

Gewinnung und Darstellung

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

Natriumsilicate in amorpher Form werden durch Zusammenschmelzen von **Siliciumdioxid** und **Natriumoxid** (oder **Natriumcarbonat** unter Entwicklung von **Kohlendioxid**) in molaren Verhältnissen zwischen 1:1 bis 4:1 hergestellt. Die so erhaltenen Feststoffe werden bei etwa 150 °C und 5 bar Dampfdruck in Wasser gelöst um eine Lösung in Wasser (Natron**wasserglas**) zu erhalten.

Natriumorthosilikat:

Natriummetasilikat:

Kristallstruktur

Natriumsilicate					
Name	Natriumorthosilikat	Dioctahedrisches Natriummetasilikat	Dioctahedrisches Natriummetasilikat	Dioctahedrisches Natriummetasilikat	Dioctahedrisches Natriummetasilikat
Publ. Chem.	20051	23266	61469	72366	
Druckformel	Na^+	Na^+	Na^+	Na^+	
CAS	13472-30-5	13472-30-5	13472-30-5	13472-30-5	
Publ. Chem.	20051	23266	61469	72366	

Gittekonstante a

CAS-Nummer

13472-30-5

Aggregatzustand

fest

Dichte in g/cm³

1

Dichtetemperatur in °C

0

Schmelzpunkt in °C

1018

Siedepunkt in °C

0

Löslichkeit

löslich in Wasser
(175...350 g·l⁻¹ bei 20

Lösungsmittel

Wasser

Löslichkeit in g/l

200

Kation

Natrium

Anion

Orthosilikat

Verwendung

Silicate haben ein so breites Anwendungsgebiet, dass nur einige wichtige Anwendungen aufgeführt werden. Diese werden hauptsächlich in Form von sogenanntem **Wasserglas** (wasserlösliche Silicate von **Alkalimetallen**, vornehmlich von Natrium und Kalium) eingesetzt. Natriumsilicat wird als **Bindemittel**, Brandschutzmaterial sowie als Puffer und Stabilisator für Chemikalien (z. B. H₂O₂), für die **Brikkettierung** von Kohle, Glas, **Erz**, beim Papier-Recycling, beim **Beschichten** von Papier und zur Metallentfettung verwendet. Es ist auch in **Waschmitteln**, **Bleichlaugen**, **Seifen**, **Reinigungsmitteln**, **Zementen**, **Mörtel**, keramischen Erzeugnissen, Anstrichfarben und kosmetischen Präparaten enthalten.

Risikobewertung [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Dinatriummetasilicat wurde 2015 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 Dinatriummetasilicat waren die Besorgnisse bezüglich **Verbraucherverwendung**, hoher (aggregierter) Tonnage und hohes Risikoverhältnis (*Risk Characterisation Ratio*, RCR) sowie der möglichen Gefahr durch **reproduktionstoxische** Eigenschaften. Die Neubewertung fand ab 2015 statt und wurde von **Lettland** durchgeführt. Anschließend wurde ein Abschlussbericht veröffentlicht.^{[6][7]}

Nachweis

Weblinks [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Commons: Natriumsilicate – Sammlung von Bildern, Videos und Audiodateien

- Sodium silicates** (**KEM**) (**Memento** vom 17. Januar 2012 im *Internet Archive*)
- Patent **EP0860399: Method of preparing crystalline sodium silicates**. Veröffentlicht am 4. April 2001, Erfinder: Josef Holz, Günther Schimmel, Alexander Tapper, Volker Thewes.
- OECD: Screening Information Dataset (SIDS) Initial Assessment Report (SIAR) für *Dinatrium silicate, pentahydrate***

Literatur [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

- Werner Wieland: *Ein Beitrag zur Kenntnis der Kieselsäure*. Zürich 1930, **doi:10.3929/ethz-a-000144203** (Dissertation, ETH Zürich).

Einzelnachweise [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

- ↑ **Mineraliensuche** (**Mineralienatlas**)
- ↑ Hochspringen nach a b c Eintrag zu *Natriumsilikat* in der **GESTIS-Stoffdatenbank** des **IFA**, abgerufen am 27. Dezember 2019.
- ↑ Hochspringen nach a b c d e f g Eintrag zu *Dinatriummetasilikat* in der **GESTIS-Stoffdatenbank** des **IFA**, abgerufen am 28. Dezember 2019.
- ↑ Datenblatt **Tetrasodium orthosilicate** (PDF) bei GuideChem, abgerufen am 27. Oktober 2014.
- ↑ Datenblatt *Sodium metasilicate* bei **Sigma-**

Name

Natriumsulfat

Name

Trivialname

Glaubersalz

Salz-ID 4

Formel Na₂(SO₄)

Molare Masse in g/mol

142

Kristallsystem

Raumgruppe in pm

Bild



0

Vorkommen

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



[Thénardit](#)



blaugrüner [Mirabilit](#)

Natriumsulfat kommt in der Natur als [orthorhombisch kristallisierender Thénardit](#) (α -Na₂(SO₄) bzw. als Hochtemperaturmodifikation als [trigonal kristallisierender Metathénardit](#) sowie als [wasserhaltiger Mirabilit](#) (Na₂(SO₄) • 10H₂O) vor.

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

Natriumsulfat wird größtenteils aus dem natürlichen Mineral [Mirabilit](#) gewonnen. Weltweit größter Produzent mit über 70 % ist China (Stand: 2011).^[1] Es fällt jedoch auch als [Nebenprodukt](#) in der [chemischen Industrie](#) bei Reaktionen an, bei denen [Schwefelsäure](#) mit [Natronlauge neutralisiert](#) wird. Eine weitere Möglichkeit zur technischen Darstellung besteht in der Umsetzung von [Steinsalz](#) mit [Schwefelsäure](#) zwecks Gewinnung von [Salzsäure](#) mit Natriumsulfat als Nebenprodukt.

Natriumchlorid und Schwefelsäure reagieren zu Natriumsulfat und [Chlorswasserstoff](#).

Gittekonstante a

CAS-Nummer

7757-82-6 (

Aggregatzustand

fest

Dichte in g/cm³

3

Dichtetemperatur in °C

20

Schmelzpunkt in °C

888

Siedepunkt in °C

290

Löslichkeit

gut in Wasser (170 g·l⁻¹ bei 20 °C)[

Lösungsmittel

Wasser

Löslichkeit in g/l

170

Kation

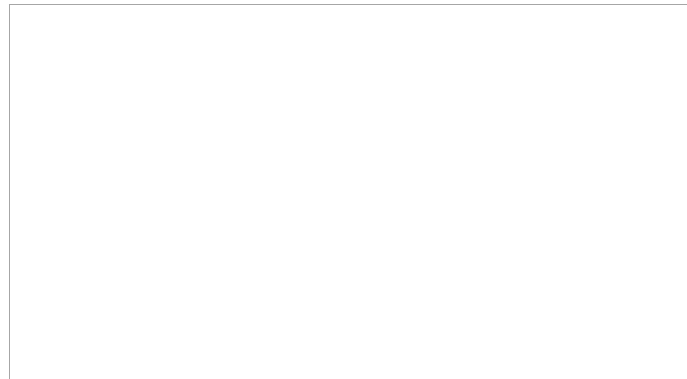
Natrium

Anion

Sulfat

Verwendung

Kristallstruktur



Natriumsulfat (Na_2SO_4) ist ein [Natriumsalz](#) der [Schwefelsäure](#). Das [Decahydrat](#) ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) wird nach dem [Chemiker Johann Rudolph Glauber](#) auch [Glaubersalz](#) genannt. Auch das [Karlsbader Salz](#), das durch Eindampfen von [Karlsbader Mineralwasser](#) gewonnen wird, besteht hauptsächlich aus Natriumsulfat-Decahydrat und wird als [Abführmittel](#) eingesetzt.

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

Natriumsulfat wurde 1625 von dem [Chemiker](#) und [Apotheker Johann Rudolph Glauber](#) als ein Bestandteil von Mineralwasser entdeckt. Glauber beschrieb den salzigen Geschmack des Präparates, dass es auf der Zunge schmilzt und im Gegensatz zu [Salpeter](#) nicht brennt, wenn man es in eine [Flamme](#) hält. Zudem erkannte er, dass das bei der Eindampfung erhaltene Natriumsulfat beim Erhitzen leichter wird, da es [Kristallwasser](#) enthält. Auch die wichtigste medizinische Wirkung als [Abführmittel](#) erkannte Glauber schon zu dieser Zeit.^[5]

Ab 1658 experimentierte Glauber mit [Kochsalz](#) und [Schwefelsäure](#) und erhielt dabei neben [Salzsäure](#) (als *Spiritus salis*, Geist des Salzes bezeichnet) auch Natriumsulfat, das er nun genauer untersuchen konnte. Dabei entdeckte er insgesamt 26 verschiedene mögliche medizinische Anwendungen, aber auch Anwendungen in der [Alchemie](#) und Kunst.^[5]

Nach Johann Glauber wurde das *Sal mirabilis* später in der Regel Glaubersalz genannt.

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

Nachweis

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

- [↑](#) Eintrag zu *E 514: Sodium sulphates* in der Europäischen Datenbank für Lebensmittelzusatzstoffe, abgerufen am 11. August 2020.
- [↑](#) Eintrag zu *SODIUM SULFATE* in der [CosIng-Datenbank](#) der EU-Kommission, abgerufen am 11. August 2020.
- [↑](#) *Hochspringen nach: a b c d e f g h i j* Eintrag zu *Natriumsulfat* in der [GESTIS-Stoffdatenbank](#) des [IFA](#), abgerufen am 19. Dezember 2019.
- [↑](#) Eintrag zu *Natriumsulfat* in der [ChemIDplus-Datenbank](#) der [United States National Library of Medicine](#) (NLM).
- [↑](#) *Hochspringen nach: a b* James C. Hill: *Johann Glauber’s discovery of sodium sulfate – Sal Mirabile Glauberi*. In: *Journal of Chemical Education*. 56, 1979, S. 593, [doi:10.1021/ed056p593](#).
- [↑](#) [ihs.com](#): *Sodium Sulfate - Chemical Economics Handbook*, Juni 2020.
- [↑](#) [zusatzstoffe-online.de](#): *E 514 - Natriumsulfat*

Name

Natriumzitat

Name

Trivialname

Trinatriumcitrat, E331

Salz-ID 12

Formel C₆H₅Na₃O₇

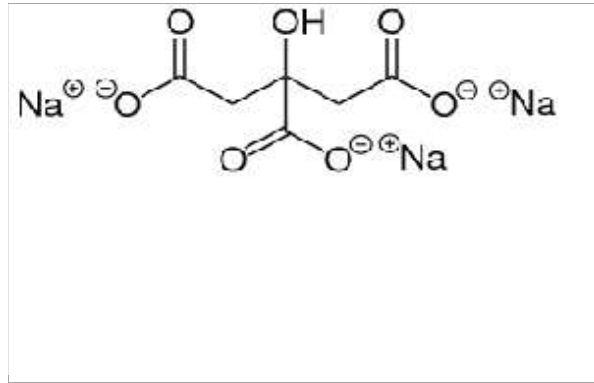
Molare Masse in g/mol

258

Kristallsystem

Raumgruppe in pm

Bild



Vorkommen

0

Natriumcitrat lässt sich durch Neutralisation von [Natronlauge](#) mit [Citronensäure](#) gewinnen

Gittekonstante a

CAS-Nummer

68-04-2

Aggregatzustand

Dichte in g/cm³

2

Dichtetemperatur in °C

18

Schmelzpunkt in °C

150

Siedepunkt in °C

0

Löslichkeit

in Wasser ca. 425 g·l⁻¹
bei 25 °C

Lösungsmittel

Wasser

Löslichkeit in g/l

425

Kristallstruktur



Kation

Natrium

Anion

Citrat

Verwendung

In der organischen Chemie ist Natriumcitrat ein Bestandteil des [Benedict-Reagenzes](#) zum Nachweis von reduzierenden Zuckern.

In der [Medizin](#) wird Natriumcitrat verwendet, um die [Gerinnung](#) von [Blutproben](#) zu verhindern (siehe auch [Blutplasma](#), [Apherese](#)). Außerdem wird es zur Bestimmung der Blutsenkungsgeschwindigkeit verwendet.

Als [Lebensmittelzusatzstoff](#) (E 331) dient es als [Säureregulator](#). Die Lebensmittelindustrie setzt es in zahlreichen Produkten ein:

- Käsesorten,
- Konfitüren,
- Milchpulver,
- Kondensmilch,
- Fette,
- Backwaren,
- Energy Drinks,
- Biermixgetränke,
- Brausepulver,
- Eistee,
- [Backpulver](#),
- Frucht- und Gemüsekonserven,
- und vielen mehr.^[6]

Es wird als [Schmelzsatz](#) verwendet^[5] und kommt außerdem in [Waschmitteln](#) als [Wasserenthärter](#) zum Einsatz.

Bei Patienten, die sich einer Vollnarkose unterziehen und bei denen ein erhöhtes Aspirationsrisiko besteht, kann Natriumcitrat vorbeugend eingenommen werden. Durch Hebung des Magensaft-pH wird der Magensaft weniger schädlich, was im Falle eines Übertrittes von Magensaft in die Lunge ([Aspiration](#)) von Vorteil ist. Klassisch wird Natriumcitrat z. B. bei Schwangeren oder Patienten mit [Darmverschluss](#) eingesetzt, um die Magensäure zu neutralisieren. Beim Zeitpunkt der Verabreichung von Natriumcitrat ist zu beachten, dass die Wirkung schon nach 2 min beginnt und dann weniger als 60 min anhält.^{[6][7]}

Nachweis

1. Eintrag zu [E 331: Sodium citrates](#) in der Europäischen Datenbank für Lebensmittelzusatzstoffe, abgerufen am 27. Juni 2020.
2. ↑ Eintrag zu [SODIUM CITRATE](#) in der [CosIng-Datenbank](#) der EU-Kommission, abgerufen am 17. April 2020.
3. ↑ [Hochspringen](#)
nach: a b c Datenblatt [Natriumcitrat](#) (PDF) bei [Merck](#), abgerufen am 21. Dezember 2019.
4. ↑ [Hochspringen nach:](#) a b c d Eintrag zu [Trinatriumcitrat](#) in der [GESTIS-Stoffdatenbank](#) des [IFA](#), abgerufen am 21. Dezember 2019.
5. ↑ [Hochspringen nach:](#) a b c d K. K. Glandorf P. Kuhnert: *Handbuch Lebensmittelzusatzstoffe 1991* Behr's Verlag [ISBN 3-925673-89-X](#).
6. ↑ Peter G. Atanassoff, Roman Rohling, Eli Alon, Sorin J. Brull: *Effects of single-dose oral ranitidine and sodium citrate on gastric pH during and after general anaesthesia*. In: *Canadian Journal of Anaesthesia*. 42, 1995, S. 382, [doi:10.1007/BF03015481](#).
7. ↑ D. M. Dewan, H. M. Floyd, J. M. Thistlewood, T. D. Bogard, F. J. Spielman: *Sodium citrate pretreatment in elective cesarean section patients*. In: *Anesthesia and analgesia*. Band 64, Nummer 1, Januar 1985, S. 34–37, [PMID 3966649](#).

Name

Siliziumdioxid

Name

Trivialname

Sand, Quarz, Kieselgur ,

Salz-ID 19

Formel SiO2

Molare Masse in g/mol

60

Kristallsystem

Tetraedrig

Raumgruppe in pm

Bild



0

Vorkommen

Amorphes SiO₂[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Nichtkristallines (amorphes) SiO₂ kommt in der Natur als wesentlicher Bestandteil in folgenden Substanzen vor, die in ihrer Zusammensetzung sehr inhomogen und uneinheitlich sind:

- biogen: Skelette von Radiolarien, Diatomeen und Schwämmen aus Opal, diagenetisch zu Gestein verfestigt, zum Beispiel zu Kieselchiefer
- Geysir: amorphe Sinterprodukte heißer Quellen
- Tachylit: vulkanisches Glas basaltischer Zusammensetzung, das neben SiO₂ größere Gehalte an FeO, MgO, CaO und Al₂O₃ enthält
- Obsidian: vulkanisches Glas granitischer Zusammensetzung
- Tektit: Gesteinsgläser, entstanden durch Schmelzen von Gestein infolge von Meteoriteneinschlägen
- Lechatellierit: reines natürliches SiO₂-Glas, wie es z. B. in Tektien vorkommt oder bei Blitzzeinschlägen in Quarzsande entsteht (Fulgurit)
- Opal
- SiO₂-Schmelze: bei Temperaturen oberhalb von 1727 °C (bei 1 bar)

Kristallines SiO₂[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Im Gegensatz zum amorphen SiO₂ haben die kristallinen Formen nur eine sehr geringe Toleranz gegenüber Verunreinigungen. Sie unterscheiden sich nur in ihrer Struktur.

- Mogánit (Chalcedon)
- α-Quarz (Tiefquarz):
Bildungsbedingungen:
Temperatur T < 573 °C, Druck p < 20 kbar
- β-Quarz (Hochquarz): 573 °C < T < 867 °C, p < 30 kbar
- Tridymit: 867 °C < T < 1470 °C, p < 5 kbar
- Cristoballit: 1470 °C < T < 1727 °C
- Coesit: 20 kbar < p < 75 kbar

Gittekonstante a

CAS-Nummer

7631-86-9

Aggregatzustand

fest

Dichte in g/cm³

2

Dichtetemperatur in °C

0

Schmelzpunkt in °C

1710

Siedepunkt in °C

2200

Löslichkeit

ca. 10 mg/l bei 25 °C in Wasser (Quarz)[7]

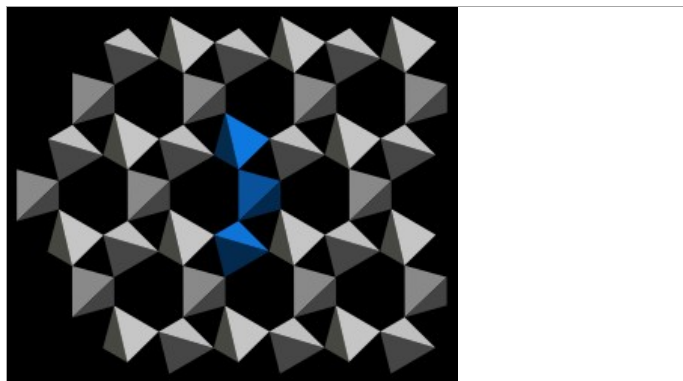
Lösungsmittel

Kieselsäure(amorph)

Löslichkeit in g/l

120

Kristallstruktur



Kation

Silizium

Annion

Dioxid

Verwendung

Synthetisches SiO₂ spielt im Alltag meist unbemerkt eine große Rolle. In Farben und Lacken, Kunst- und Klebstoffen ist es ebenso wichtig wie in modernen Fertigungsprozessen in der Halbleitertechnik oder als Pigment in Inkjetpapier-Beschichtungen. Als ungiftige Substanz ist es in pharmazeutischen Artikeln genauso vertreten wie in kosmetischen Produkten, wird in Lebensmittelprozessen (z. B. Bierklärung) und als Putzhilfe in Zahnpasta verwendet. Auch findet Siliciumdioxid Anwendung in der biologischen Landwirtschaft: es wird dort in Form eines feinen Pulvers zur Vorbeugung gegen Kornkäferbefall mit Getreide vermischt. Mengemäßig zu den Hauptanwendungen zählen der Einsatz als Füllstoff für Kunststoffe und Dichtmassen, insbesondere in Gummiartikeln. Autoreifen profitieren von der Verstärkung durch ein spezielles SiO₂-System.

Die mengenmäßig größte Bedeutung kommt Siliciumdioxid in Form von Glas zu. Meistens wird es mit Stoffen wie Aluminiumoxid, Bortrioxid, Calcium- und Natriumoxid vermischt, um die Schmelztemperatur zu senken, die Verarbeitung zu erleichtern oder die Eigenschaften des Endprodukts zu verbessern. Reines Siliciumdioxid ist schwer schmelzbares Quarzglas, das besonders temperatur- und temperaturwechselbeständig ist.

Quarzglas wird in der Optik in Form von Linsen, Prismen etc. verwendet. Im chemischen Labor wird Quarzglas als Geräteglas eingesetzt, sobald besonders hohe UV-Durchlässigkeit oder Temperaturfestigkeit gefordert wird. Einen glühenden Quarztiegel kann man in kaltes Wasser tauchen, ohne dass er springt. Dennoch wird im Labor üblicherweise das ebenfalls temperaturwechselbeständige Borosilicatglas verwendet, da es billiger in der Herstellung und Verarbeitung ist.

Ein weiteres Anwendungsgebiet von Siliciumdioxid ist die Betonherstellung. So ist dieser Stoff Hauptbestandteil von Microsilica, einem Zusatzstoff bei der Produktion von Hochleistungsbeton und Ultrahochleistungsbeton (C100...). Der Silicastaub reagiert mit dem Calciumhydroxid (Ca(OH)₂), das bei der Zementhydratation freigesetzt wird, und formt so genannte Calciumsilicathydrat-Phasen. Weiter führen die Partikel in der

Nachweis

Die Auswirkungen von Siliciumdioxid auf die menschliche Gesundheit und die Umwelt werden unter REACH seit dem Jahr 2012 im Rahmen der Stoffbewertung von den Niederlanden geprüft. Die Bewertung ist noch nicht abgeschlossen. Insbesondere bestehen begründete Bedenken, sofern die Stoffe eingeatmet werden, sowie bei oberflächenbehandeltem Siliciumdioxid im Allgemeinen. Daher fordert die Behörde weitere Daten der Hersteller. Mehrere Hersteller legten Widerspruch ein.^[19]

Amorphes synthetisches Siliciumdioxid mit einer Primärteilchengröße < 25 nm wurde zum 1. November 2015 als Insektizid-Wirkstoff zugelassen.^[20]

Siehe auch[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

- Silikone

Weblinks[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Wiktionary: Siliziumdioxid – Bedeutungserklärungen, Wortherkunft, Synonyme, Übersetzungen

Commons: Siliziumdioxid – Sammlung von Bildern, Videos und Audiodateien

- **Forscher pressen Oxid des Halbleiters in bisher unbekannte Kristallform** www.wissenschaft.de: Unter dem enormen Druck von 268 Gigapascal bildet Silicium Kristalle, die auf der Erde sonst nirgends vorkommen.
- Umfangreiche Infos zu amorphen SiO₂ (Opal)
- Photos aller SiO₂-Modifikationen

Einzelnachweise[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

- ↑ Eintrag zu **SILICA** in der CosIng-Datenbank der EU-Kommission, abgerufen am 13. November 2021.
- ↑ Eintrag zu **SILICA** in der CosIng-Datenbank der EU-Kommission, abgerufen am 28. Dezember 2019.

Name