



Titelbild: Stefan Schweighofer/Pixabay

Kupfer: glänzend, bunt und lebenswichtig

Auf den ersten Blick kommt Kupfer mit reichlich Glow daher. Dabei kann das beliebte Metall viel mehr als einfach nur dekorativ zu glänzen. Kupferverbindungen erscheinen auch mal in grün oder blau oder sind gar farblos. Zudem ist Kupfer unverzichtbar für den Elektronentransport in biologischen und technischen Prozessen.

Kupfer (Cu) ist das erste Element der Gruppe 11 im Periodensystem. Zu dieser sogenannten Kupfer-Gruppe gehören auch die Elemente Silber (Ag) und Gold (Au).

Als schwerstes, aber auch kurzlebigstes Element der Gruppe 11 existiert noch das radioaktive Röntgenium (Rg), das 1994 mit dem Teilchenbeschleuniger UNILAC bei der Gesellschaft für Scherionenforschung (GSI) in Darmstadt erstmals erzeugt wurde. Seine Halbwertszeit liegt im Millisekunden Bereich, danach zerfällt es unter Emission von Alphastrahlung.

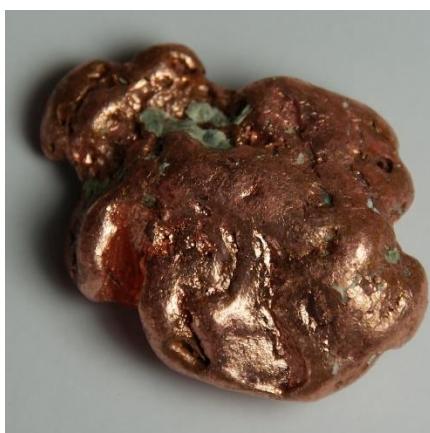


Abb. 1 Kupfernugget (Abb: [Jurii, Copper, CC BY 3.0](#))

Edle Münzmetalle

Die Elemente der Kupfergruppe – Rg ausgeschlossen – werden auch Münzmetalle genannt. Sie weisen Schmelzpunkte um 900 bis 1100 °C auf und sind allesamt von edlem Charakter, d. h. sie oxidieren nicht oder nur langsam, sind also an der Luft stabil.

Kupfer zeichnet sich außerdem durch seine exzellente elektrische Leitfähigkeit und seine gute Wärmeleitfähigkeit aus. Als reines Metall ist es für viele Anwendungen aufgrund seiner Duktilität sehr geeignet, denn es lässt sich gut formen und walzen. Kupfer ist bis heute ein zentrales Element für Konstruktions- und Funktionswerkstoffe.



Abb. 2.: Kupferscheibe (Abb.: [Alchemist-hp \(pse-mendelejew.de\)](#), [Cu-Scheibe](#), CC BY-SA 3.0 DE)

Kupferverbindung gab einer Epoche einen Namen

Die ersten Anwendungen des Edelmetalls reichen bis zu 10 000 Jahre zurück. Legierungen mit anderen Metallen konnte man jedoch erst wesentlich später herstellen. Unter den über 400 Kupferlegierungen, die man heute kennt, erlangten vor allem Bronzen (Kupfer und Zinn) und die Messingphasen (Kupfer und Zink) Berühmtheit. Auch die Nickellegierung „Konstantan“ mag Manchem ein Begriff sein. Die Bronzen waren in der Menschheitsgeschichte so bedeutend, dass gleich ein ganzes Zeitalter (die Bronzezeit, etwa von 2200 bis 800 v. Chr.) nach diesen Werkstoffen benannt wurde.

Als Edelmetall ist Kupfer nicht ganz günstig. Der Kilopreis hat sich seit 2005 mehr als vervierfacht und liegt nun bei etwa neun Euro pro kg. Der Abbau erfolgt hauptsächlich aus südamerikanischen Sulfiden und Oxiden, wobei die Erze z. T. nur sehr geringe Kupfermengen enthalten. Die Hälfte des in Deutschland benötigten Kupfers stammt aus der Rückgewinnung aus Schrott.



Abb 3. Bronzeglocke von 1694 (Bildnachweis: Original uploader [Keichwa](#) at [German Wikipedia](#), [Poppenreuth-glocke-1695](#), CC BY-SA 3.0)

Lebenswichtig für biologische Redoxprozesse

Kupfer ist für den Menschen als Spurenelement wichtig. Es kommt in einigen Enzymen vor und hat im Wesentlichen die Funktion, Elektronen zu übertragen. Hierfür sind vor allem die Oxidationsstufen +I und +II wichtig. So kommt Kupfer z. B. im bekanntesten Enzym der Atmungskette, der Cytochrom-c-Oxidase vor.

Als Cofaktor der Tyrosinase, einem Membranprotein, das in fast allen Lebewesen vorkommt, ist es an der Bildung von Melanin in unserer Haut beteiligt. Fehlt das Enzym, spricht man von Albinismus.

Bei gesunden Menschen wird Kupfer im Magen-Darm-Trakt aus der Nahrung resorbiert. Dabei bedarf es keiner speziellen Ernährung, denn in kleinen Mengen ist das Metall in Getreide, Fleisch, Meerestieren, Pilzen, Nüssen, Rosinen und Schokolade enthalten. Der tägliche Bedarf sinkt mit dem Alter. So brauchen Säuglinge und Kleinkinder noch 75 µg Cu pro kg Körpergewicht, Schulkinder und Teenager 40 µg/kg und Erwachsene nur noch 20 µg/kg. Die deutsche Gesellschaft für Ernährung empfiehlt die tägliche Aufnahme von 1 – 1,5 mg Kupfer für Erwachsene, was mit einer ausgewogenen Ernährung mühelos abgedeckt werden kann, denn ein Kupfermangel wird bei gesunden Menschen fast nie beobachtet.

Allerdings sind in Zusammenhang mit Kupfer zwei Stoffwechselkrankheiten bekannt: Bei Morbus Wilson reichert sich Kupfer in der Leber und in anderen Organen an, was durch die Gabe von Kupfer-bindenden Medikamenten wie z. B. Chelatbildnern reguliert werden kann.

Ein größeres Problem ist das Menkes-Syndrom, eine Kupfer-Mangelerkrankung, die auf einen Gendefekt auf dem X-Chromosom zurückzuführen ist. Leider hilft die Gabe von biologisch gut verwertbarem Kupfer, z. B. in Form von Histidinkomplexen nur sehr bedingt und die Betroffenen sterben meist in den ersten Lebensjahren.

In der Empfängnisverhütung ist die spermizide Wirkung von Kupferionen bekannt. Kupferspiralen geben geringe Mengen Kupferionen ab und verhindern damit eine Schwangerschaft.

Antimikrobielle Wirkung von Kupfer und Kupferverbindungen

Im Obst- und Weinbau werden Kupferverbindungen, meist Kupfersulfatlösungen (CuSO_4 , Abb. 4) zur Vorbeugung und zur Behandlung von Pilzerkrankungen wie Mehltau eingesetzt. Auch in der Tiermedizin kann Kupfersulfat gegen Strahlfäule bei Huftieren verwendet werden.

Ähnlich wie bei Silber wird auch für Kupfer die antimikrobielle Wirkung des reinen Metalls untersucht. Schon im Altertum wurde beobachtet, dass Wasser, das in Kupfergefäßen gelagert wurde, länger haltbar war und sich weniger Algen bildeten als bei der Lagerung von Wasser in Tonkrügen.

Allerdings ist hier auch Vorsicht geboten, denn säurehaltige Lebensmittel oxidieren einen beträchtlichen Teil der Kupferoberfläche und hohe Kupferkonzentrationen sind nicht unbedenklich. Die in den 70er und 80er Jahren in Indien aufgetretene „Indische Kinderzirrhose“ beschreibt eine Kupfervergiftung einhergehend mit oft tödlich verlaufenden Leberschäden indischer Babys und Kinder. Unklar ist, ob die Ursache tatsächlich in der Verwendung von Kupfer-Milchkannen lag, oder ob es sich um eine ungewöhnlich hohe Prävalenz des Gendefekts im Zusammenhang mit Morbus Wilson handelte.

Als oberer Grenzwert gibt die WHO (World Health Organization, Weltgesundheitsorganisation) einen Wert von 10 mg Kupfer pro Tag für einen durchschnittlichen Erwachsenen an. Die Trinkwasserverordnung in Deutschland sieht als gesetzlichen Grenzwert 2 mg Kupfer pro Liter Leitungswasser vor.

Bei der Aufnahme von hohen Dosen im zweistelligen mg-Bereich erfolgen typische Vergiftungssymptome wie Erbrechen, Kopfschmerzen, Schüttelfrost und ein trockenes brennendes Gefühl im Mund. Als Aufnahmehemmer werden in solchen Fällen D-Pencillamin, Trientine oder hohe Dosen von Zink gegeben.



Abb. 4. Trockenes Kupfersulfat (weiß) wird durch Wasser zu Kupfersulfat-Pentahydrat (hellblau) (Abb: [Benjah-bmm27](#), [Hydrating-copper\(II\)-sulfate](#), Wikimedia Commons, gemeinfrei

Die Chemie des Kupfers: von rot bis blau-grün

Die Chemie von Kupfer ist geprägt von typisch metallischen Eigenschaften, also der Neigung, Elektronen abzugeben. An Luft oxidieren Kupferoberflächen langsam zu

Kupfer(I)-oxid (Cu_2O , Abb. 6), was dem Metall die typische rotbraune Farbe verleiht und matt erscheint. Elementares Kupfer hingegen ist heller und glänzt. Wohl bekannt ist auch die typisch grüne Patina, die sich auf Kupferoberflächen oft bildet (Abb. 5).

Dies wird insbesondere in Städten beobachtet, in denen die Luft viel CO_2 und SO_2 enthält. Auch chloridhaltige Meeresluft begünstigt die Bildung der Patina, die aus den basischen Carbonaten, Sulfaten und Chloriden ($\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{CuSO}_4 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ und $\text{CuCl}_2 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$) zusammengesetzt ist.



Abb. 5: Freiheitsstatue in New York (Abb: [William Warby, Statue of Liberty, NY, CC BY 2.0](#))

Die bevorzugten Oxidationsstufen in geläufigen Kupferverbindungen sind +I und +II. Kupfer(I)-Verbindungen können mehr oder weniger ionische Verbindungen wie die Halogenide, Oxide und Sulfide sein. Auch organische Kupfer(I)-Verbindungen wie die Gilman-Cuprate (R_2CuLi) sind bekannt. Letztere kommen neben neutralen Organokupferverbindungen ($\text{R}-\text{Cu}$) bei C-C-Kupplungsreaktionen zum Einsatz.

$\text{Cu}(+\text{II})$ ist die in wässrigem Medium stabilste Wertigkeit des Kupfers. Dies kann mit der hohen Hydratationsenthalpie und der Bildung des blauen Aquakomplexes $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ begründet werden. Für Cu^{2+} existieren zudem eine Reihe weiterer farbenfrohe grüne bis blaue Komplexe, die in der analytischen Chemie als Nachweisreaktionen verwendet werden können.

Auch einige kupferhaltige Malerfarben, wie das Scheelesche Grün, das Pariser Grün sowie die Minerale Malachit und Azurit (Abb. 7) enthalten Cu^{2+} .

Neben den schon erwähnten Kupfer(+I)- und (+II)-Verbindungen existieren auch Verbindungen mit Kupfer in der Oxidationsstufe 0, wie z. B. das metastabile Carbonyl Cu_2CO_6 .

Die höheren Oxidationsstufen +III und +IV sind durch starke Oxidationsmittel zugänglich, aber selten.



Abb. 6: Kupfer(I)oxid, Cu₂O (Abb. "Eigenes Werk", CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1549667>)



Abb. 7: Azurit Cu₃(CO₃)₂(OH)₂, (Abb: [Ivar Leidus](#), [Azurite - New Nevada Lode, La Sal, Utah, USA](#), CC BY-SA 4.0)

Literatur:

F. Holleman, E. Wiberg, Lehrbuch der Anorganischen Chemie, 102. Auflage, de Gruyter, Berlin 2007.

E. Riedel, C. Janiak, Anorganische Chemie, 8. Auflage, de Gruyter, Berlin 2011.

<https://kupfer.de/>

B. Schmitz, Die Rolle von Kupfer als nachhaltiger Werkstoff, Deutsches Kupferinstitut (Herausgeber), 2020.

S. Herres-Pawlis, A. Hoffmann, Sepia, Sonnenbräune und Stromkabel – Kupfer ist überall! <https://faszinationchemie.de/artikel/news/sephia-sonnenbraeune-und-stromkabel-kupfer-ist-ueberall/>

J. Emsley, Mörderische Elemente, Wiley-VCH, Weinheim 2006.

<https://www.pharmazeutische-zeitung.de/inhalt-01-2005/medizin1-01-2005/>