

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [16 Chalkogene]

Begriffe



Die Elemente der 6. Hauptgruppe, die Chalkogene:

Sauerstoff (O), **Schwefel** (S), **Selen** (Se), **Tellur** (Te), **Polonium** (Po)

Charakteristisch

Diese Elemente werden Chalkogene (gr. „**Erzbildner**“) genannt. **Sauerstoff** unterscheidet sich in seinen Eigenschaften deutlich von den übrigen Elementen. Die Chalkogen-Atome besitzen **6** Valenzelektronen. Sie haben die Tendenz, zwei Elektronen aufzunehmen. Mit Metallen werden Ionenverbindungen (z.B. Oxide oder Sulfide) gebildet. Sonst werden Elektronenpaarbindungen ausgebildet, zum Beispiel **H₂Se**. Sauerstoff ist nach Fluor das **elektronegativste** Element. Das Element ist ein farbloses und geruchsloses Gas, das aus zweiatomigen Molekülen besteht. Die beiden Sauerstoffatome sind über zwei kovalente Bindungen miteinander fixiert. Da die **Doppelbindung** relativ stabil ist, erfolgen Reaktionen mit Sauerstoff (Oxidationen) meist erst bei höheren Temperaturen. Sauerstoff und Schwefel sind Nichtmetalle. Selen ist ein Metall und Tellur verhält sich ähnlich wie ein Metall, seine Verbindungen entsprechen aber mehr denen eines Nichtmetalls. Tellur ist ein Halbmetall. Das Polonium ist ein sehr seltenes **radioaktives** Metall.

Vorkommen

Sauerstoff ist das häufigste Element der Erde. Es kommt elementar, also als reiner Sauerstoff, in der **Luft** vor, aber auch gebunden in **Wasser** und vielen Erzen (zum Beispiel Eisenerz). Schwefel kommt ebenfalls elementar in Lagerstätten vor. Insbesondere wird es bei vulkanischen Aktivitäten frei. Allerdings besitzen auch die Sulfide, insbesondere die Schwermetallsulfide in Lagerstätten eine große Bedeutung. Wichtige Mineralien hierbei sind Zinnober HgS, Zinkblende ZnS, Bleiglanz PbS.

Selen und Tellur, die als Verbindungen spurenweise in sulfidischen Erzen vorkommen, sind allerdings selten. Tellur kann in geringer Menge auch gediegen (als Element) vorkommen.

Sauerstoff

Vorkommen und Gewinnung

Sauerstoff ist das häufigste Element in der Erdkruste. In der **Luft** ist elementarer Sauerstoff etwa zu 21,0 Volumen-% oder 23,2 Massen-% enthalten. Gehalt im

1898	X
6	X
Aktivierung	X
Atmungsgas	X
beträchtlichen Wärmeentwicklung	X
Copyshops	X
Doppelbindung	X
Edelmetalle	X
elektronegativste	X
elementar	X
Entschwefelung	X
Erzbildner	X
exothermer	X
farblose Flüssigkeit	X
faulen Eiern	X
Fotokopiergeräten	X
gesundheitsschädlich	X
H ₂ Se	X
keine	X
Ketten	X
Kontaktverfahren	X
konzentrierte	X
Luft	X
nicht streng	X
NO ₂	X
ortho-rhombischer	X
Oxidationsmittel	X
Ozon	X
	X

Wasser (H_2O) 89% (im Meerwasser 86%). Die meisten Mineralien enthalten Sauerstoff in gebundener Form. **Siliciumdioxid** (SiO_2) ist der Hauptbestandteil von Sand. Silicate sind Verbindungen aus Sauerstoff, Silicium und Metallen; zu ihnen gehören zahlreiche Mineralien, die den Großteil des Erdreichs ausmachen. Sauerstoff ist Bestandteil der belebten Natur; der menschliche Körper besteht zu über 60% aus gebundenem Sauerstoff.

Drei Sauerstoff-Isotope kommen in der Natur vor:

^{16}O (99,759%), ^{17}O (0,037%) und ^{18}O (0,204%).

Über 99% des technisch hergestellten Sauerstoffs werden durch fraktionierte Kondensation von flüssiger Luft nach dem LINDE-Verfahren gewonnen. In kleineren Mengen wird Sauerstoff in sehr reiner Form, aber relativ kostspielig, durch die Elektrolyse von Wasser hergestellt.

Reaktionen

Sauerstoff wirkt auf viele Stoffe als Oxidationsmittel, bei Raumtemperatur verlaufen die meisten Reaktionen jedoch außerordentlich langsam. Viele dieser Reaktionen sind stark exotherm und laufen von selbst ab, nachdem sie durch anfängliches Erhitzen (**Aktivierung**) in Gang gesetzt wurden.

Alle Metalle, mit Ausnahme einiger **Edelmetalle**, reagieren mit Sauerstoff. Eisen (Fe) reagiert mit Sauerstoff bei niedrigem Sauerstoffangebot und Temperaturen über $600^\circ C$ unter Bildung von FeO ; fein verteiltes Eisen, das an Luft erhitzt wird, bildet bei $500^\circ C$ Fe_3O_4 und bei Temperaturen über $500^\circ C$ Fe_2O_3 . **Rost** ist hydratisiertes Fe_2O_3 .

Die Bildung des Gases Stickstoffoxid, NO erfolgt endotherm. Es reagiert bei Raumtemperatur mit Sauerstoff spontan zu **NO_2** .

Die wichtigste Verbindung des Sauerstoffs ist das Wasser. Wasserstoff verbindet sich mit Sauerstoff in stark **exothermer** Reaktion zu Wasserdampf.

Wasserstoffperoxid (H_2O_2)

ist eine **farblose Flüssigkeit**, die bei $150,2^\circ C$ siedet und bei $-0,4^\circ C$ erstarrt. Beim Erhitzen kann sich reines H_2O_2 explosionsartig zersetzen (H_2O_2 ist nur als wässrige Lösung [30-35%ig]) im Handel. Einsatz als **Oxidationsmittel**, weil es keine belastenden Abfallstoffe hinterlässt.

Ozon: Dass Elemente in verschiedener Form im gleichen Aggregatzustand vorkommen, nennt man Allotropie. **Ozon** ist ein dreiatomiges Molekül (O_3). Es ist ein blassblaues, giftiges Gas mit einem charakteristischen, stechenden Geruch, den man z. B. gut in **Copyshops** wahrnehmen kann. Zur Herstellung von Ozon erzeugt man in einem O_2 -Gasstrom eine elektrische Entladung. FCKWs können über Radikalbildung und UV-Einwirkung diesen Prozess umkehren (**Schädigung der Ozonschicht**). In hohen Konzentrationen wirkt Ozon **gesundheitsschädlich**. Diese Konzentrationen werden in Anwesenheit von Stickstoffdioxid und UV-Licht schnell erreicht (Sommersmog).

radioaktives	
reaktionsfähige	X
Rost	X
S ₈ -Ringen	X
Sauerstoff	X
Sauerstoff	X
Schwefelsäure	X
Schwefel	X
Schweißen	X
Schädigung der Ozonschicht	X
Siliciumdioxid	X
Stahlgewinnung	X
Sulfaten	X
Sulfite	X
Verbrennung	X
Vulkanisierung	X
Wasser	X
zahlreiche	X
Zusatz von Wasser	X

Verwendung:

- **Stahlgewinnung**
- Herstellung von bestimmten Metallen
- Herstellung bestimmter Sauerstoffverbindungen
- Raketentreibstoff; zusammen mit Wasserstoff
- Zum **Schweißen**
- Behandlung von Abwässern
- **Atmungs gas**

Schwefel

Das Element Schwefel kann bis zu sechs Atombindungen schließen. Für S gilt die Oktettregel **nicht streng**.

Schwefel ist ein gelber Feststoff Er besitzt die Tendenz, **Ketten** oder Ringe zu bilden. Die zahlreichen Modifikationen des Schwefels basieren auf den verschiedenen Molekülgrößen und deren unterschiedlichen Anordnungen. Die bei Standardbedingungen stabilste Modifikation ist **ortho-rhombischer** α -Schwefel, der aus **S₈-Ringen** besteht und von der Seite betrachtet wie eine Krone aussieht (Kronenschwefel, Cyclooctaschwefel).

Vorkommen und Gewinnung

Schwefel kommt **elementar**, in zahlreichen Sulfiden, z.B. FeS₂ (Pyrit), PbS (Bleiglanz), ZnS (Zinkblende, Sphalerit), CuFeS₂ (Kupferkies, Chalkopyrit) und auch in Sulfaten, CaSO₄*2H₂O (Gips) und CaSO₄ (Anhydrit), MgSO₄*7H₂O (Bittersalz), BaSO₄ (Schwerspat) vor. Schwefel wird aus unterirdischen Lagerstätten zu Tage gefördert. Er fällt auch in großen Mengen bei der **Entschwefelung** von Erdöl an. H₂S ist dabei ein Zwischenprodukt.

Wasserstoffverbindungen

Mit Wasserstoff bildet Schwefel Schwefelwasserstoff, ein giftiges, übel nach **faulen Eiern** riechendes Gas. Es entsteht u.a. neben Methan bei Fäulnisprozessen. Die Salze des Schwefelwasserstoffs sind die Sulfide (S²⁻) und die Hydrogensulfide (HS⁻).

Sauerstoffverbindungen

Schwefeldioxid, SO₂,

entsteht bei der **Verbrennung** von Schwefel oder von Schwefelverbindungen. Es ist ein farbloses, giftiges, stechend riechendes Gas. Es besteht aus gewinkelten polaren Molekülen. Dementsprechend lässt sich SO₂ relativ leicht verflüssigen (--> H₂O). Flüssiges SO₂ ist ein gutes Lösungsmittel für viele Stoffe. Schwefeldioxid ist in Wasser mäßig gut löslich. Die Lösung enthält eine kleine Konzentration von schwefliger Säure, H₂SO₃. Die reine Verbindung H₂SO₃ ist instabil und kann nicht isoliert werden. Schweflige Säure ist eine mittelstarke, zweiprotonige Säure.

Salze der schwefligen Säure heißen **Sulfite**. Es gibt Reaktionen, bei denen die Sulfite als Reduktionsmittel auftreten, wobei sie selbst zum Sulfation, SO₄²⁻, oxidiert werden. Schon beim Stehen an Luft werden Lösungen von Sulfiten allmählich zu **Sulfaten** oxidiert. Oxidationsmittel wie Permanganat, Dichromat, Chlor, Brom und Iod werden schnell reduziert.

Schwefeltrioxid SO₃

ist eine flüchtige Verbindung, eine reaktionsfähige und stark oxidierend wirkende Substanz. Sie reagiert mit Wasser heftig unter Bildung von Schwefelsäure, und mit Oxiden bildet sie Sulfate.

Schwefelsäure, H₂SO₄.

Die Synthese erfolgt nach dem Kontaktverfahren, bei dem zunächst Schwefeldioxid hergestellt wird. Das SO₂ wird an einem Katalysator zu SO₃ weiteroxidiert. Beim Einleiten von SO₃ in Schwefelsäure bildet sich Dischwefelsäure, H₂S₂O₇. Durch Zusatz von Wasser erhält man dann die konzentrierte Schwefelsäure.

Schwefelsäure ist eine ölige Flüssigkeit, die bei 10,4°C erstarrt. Bei 280°C beginnt sie zu sieden, wobei sie sich unter Abgabe von SO₃ zersetzt.

Wenn man Schwefelsäure in Wasser einfließen lässt, kommt es zu einer beträchtlichen Wärmeentwicklung. Schwefelsäure ist hygroskopisch, d.h. wasseranziehend, und kann deshalb als Trocknungsmittel eingesetzt werden. Gase, die nicht mit H₂SO₄ reagieren, werden getrocknet, wenn sie durch Schwefelsäure hindurchgeleitet werden.

Die wasseranziehende Wirkung kommt auch in der Reaktion mit Kohlenhydraten (Zucker) zum Ausdruck, die zu deren Verkohlung führt.

Verwendung

Über 80% des Schwefels wird zur Herstellung von Schwefelsäure eingesetzt. Die Säure wird für zahlreiche industrielle Prozesse benötigt wie zur Herstellung anderer Chemikalien, Düngemittel, Pigmente, Eisen, Stahl und bei der Erdölraffination. Sie dient als Elektrolyt in Bleiakkumulatoren. Schwefel in elementarer Form wird bei der Vulkanisierung von Kautschuk und bei der Herstellung von Farben, Pigmenten, Papier, Fungiziden, Insektiziden und pharmazeutischen Produkten eingesetzt.

Selen

dient zur Herstellung von Fotozellen. Das Element wird auch in Fotokopiergeräten eingesetzt.

Tellur

ist ein kristallines, silberweißes, metallisch glänzendes Halbmetall, das im Aussehen dem Zinn und dem Antimon ähnelt. Es reagiert spröde auf mechanische Belastung und kann daher leicht pulverisiert werden. Sein Vorkommen auf der Erde liegt in der Größenordnung des Goldes. Technisch hat es keine große Bedeutung.

Polonium

ist ein radioaktives Element. Es wurde 1898 vom Ehepaar Pierre und Marie Curie entdeckt.