

Chemie kurz und bündig Arbeitskreis Kappenberg	6. Hauptgruppe des Periodensystems (Chalkogene)	V 16 Allgemeine Chemie
---	--	----------------------------------

**Die Elemente der 6. Hauptgruppe, die Chalkogene:
Sauerstoff (O), Schwefel (S), Selen (Se), Tellur (Te), Polonium (Po)**

Diese Elemente werden Chalkogene (gr.: „Erzbildner“) genannt. Sauerstoff unterscheidet sich in seinen Eigenschaften deutlich von den übrigen Elementen.

Die Chalkogen-Atome besitzen schon 6 Valenzelektronen. Sie haben die Tendenz, zwei Elektronen aufzunehmen. Mit elektropositiven Elementen werden Ionenverbindungen gebildet. Sonst werden kovalente Bindungen ausgebildet, zum Beispiel H_2Se . 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. Tellur verhält sich ähnlich wie ein Metall, seine Verbindungen entsprechen aber mehr denen eines Nichtmetalls. Sauerstoff und Schwefel sind Nichtmetalle.

	Farbe	Schmelzpunkt °C	Siedepunkt °C	Elektro- negativität	Molekülformel
Sauerstoff	farblos	-218,4	-182,9	3,4	O_2
Schwefel	gelb	119	444,6	2,6	S_8 -Ring
Selen	rot / grau	217	688	2,6	Se_8 -Ring oder Se_x -Kette
Tellur	grau	450	950	2,1	Te_x -Kette
Polonium	Silberweiß	254	962	2,0	---

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 **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 Destillation 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 (typische Verbrennung).

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 von Stickstoffoxid, NO ist 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 $-0,4^\circ C$ gefriert. 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).

Verwendung:

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

Schwefel, Selen, Tellur

Die Elemente Schwefel, Selen und Tellur können bis zu sechs Atombindungen schließen, für sie **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 S_8 -Ringen besteht und von der Seite betrachtet wie eine Krone aussieht (Kronenschwefel, Cyclooctaschwefel).

Vorkommen und Gewinnung

Schwefel kommt elementar, in zahlreichen Sulfiden, z.B. FeS_2 (Pyrit), PbS (Bleiglanz), ZnS (Zinkblende, Spahlerit), $CuFeS_2$ (Kupferkies, Chalkopyrit) und auch in Sulfaten, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (Gips) und $CaSO_4$ (Anhydrit), $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (Bittersalz), $BaSO_4$ (Schwerspat). Schwefel wird aus unterirdischen Lagerstätten zu Tage gefördert. Er fällt auch in großen Mengen bei der Entschwefelung von Erdöl an. H_2S 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 (S^{2-}) und die Hydrogensulfide (HS^-).

Sauerstoffverbindungen

Schwefeldioxid, SO_2 , 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 SO_2 relativ leicht verflüssigen ($\rightarrow H_2O$). Flüssiges SO_2 ist ein gutes Lösungsmittel für viele Stoffe.

Schwefeldioxid ist in Wasser mäßig gut löslich. Die Lösung enthält eine kleine Konzentration von Schwefeliger Säure, H_2SO_3 . Die reine Verbindung H_2SO_3 ist instabil und kann nicht isoliert werden. Schwefelige Säure ist eine mittelstarke, zweiprotonige Säure.

Salze der Schwefeligen Säure heißen *Sulfite*. Es gibt Reaktionen, bei denen sie als Reduktionsmittel auftreten, wobei sie selbst zum Sulfation, SO_4^{2-} , 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 ist eine flüchtige Verbindung, eine reaktionsfähige und stark oxidierend wirkende Substanz. Es reagiert mit Wasser heftig unter Bildung von Schwefelsäure, und mit Oxiden bildet es *Sulfate*.

Schwefelsäure, H_2SO_4 . Die Synthese erfolgt nach dem Kontaktverfahren, bei dem zunächst Schwefeldioxid hergestellt wird. Das SO_2 wird an einem Katalysator zu SO_3 weiteroxidiert. Das SO_3 in Schwefelsäure eingeleitet, wobei sich Dischwefelsäure, $H_2S_2O_7$, bildet. Durch Zusatz von Wasser wird dann die konzentrierte Schwefelsäure.

Schwefelsäure ist eine ölige Flüssigkeit, die bei $10,4^\circ C$ erstarrt. Bei $280^\circ C$ beginnt sie zu sieden, wobei sie sich unter Abgabe von SO_3 zersetzt.

Wenn man Schwefelsäure in Wasser einfließen lässt, so kommt es zu einer beträchtlichen Wärmeentwicklung. Schwefelsäure ist hygroskopisch, d.h. wasseranziehend, und kann deshalb als Trocknungsmittel eingesetzt werden. Gase, die nicht mit H_2SO_4 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. **Gib nie Wasser in die Säure - sonst geschieht das Ungeheure!**

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.

Elementarer Schwefel 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 Photozellen. Es wird auch in Photokopiergeräten 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.