

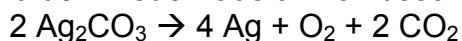
Sauerstoff – ein besonderes Molekül?

Inhalt

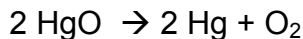
1. Geschichte	1
2. Eigenschaften.....	2
3. Die energetischen Voraussetzungen der Atome	3
4. Die energetischen Voraussetzungen der Moleküle	4
5. Warum kann man mit Stickstoff nicht atmen?	7
6. Das Sauerstoffmolekül	8
7. Angeregter Sauerstoff	9
8. Cytochrom P-450	12
9. Das heikle Sauerstoffgleichgewicht unserer Atmosphäre	12
10. Sauerstofftoxizität	14
11. Sauerstoff gegen Wundinfekte.....	15
12. Die biologische Wirkung des Ozons	15
13. Wie erkennt man einen Planeten mit Leben?	20
14. Der Kreislauf des Sauerstoffs	21
15. Experimente.....	22

1. Geschichte

Auf der Erde kommt Sauerstoff häufiger als jedes andere Element vor - hauptsächlich in der Luft, im Wasser und in der Erdkruste. Als Element wurde Sauerstoff durch den schwedischen Apotheker und Chemiker Carl Wilhelm Scheele 1771/72 beim Erhitzen von Silber- und Quecksilbercarbonat, Quecksilberoxid, Kalium- und Magnesiumnitrat entdeckt und 1777 in der „Chem. Abhandlung von der Luft und dem Feuer“ ausführlich beschrieben¹.



Unabhängig davon stellte auch der englische Geistliche und Chemiker Joseph Priestley 1774 Sauerstoff durch Erhitzen von Quecksilberoxid mit durch eine Linse gebündelte Sonnenstrahlen dar².



Scheele bezeichnete den Sauerstoff als Feuerluft, Priestley nannte ihn im Anklang an die damals herrschende Phlogiston-Theorie³ dephlogistierte Luft - Scheele und Priestley waren Anhänger der Phlogiston-Theorie.

¹ Sauerstoff, Römpp Lexikon Chemie – Version 2.0, Stuttgart/New York: Georg Thieme Verlag 1999

² Pauling L., Chemie eine Einführung, Verlag Chemie GmbH, Weinheim, 1962, 98

³ Phlogiston (griechisch phlogistos: „verbrannt“), ein hypothetischer „Feuerstoff“, der im späten 17. Jahrhundert von den deutschen Chemikern Johann Becher und Georg Stahl postuliert wurde, um den Vorgang der Verbrennung zu erklären - bei vielen Verbrennungen nahm das Gewicht der brennenden Stoffe ab (z.B. bei einer Kerze). Nach der Phlogistontheorie enthalten alle brennbaren Stoffe Phlogiston. Man nahm an, dass Stoffe wie Kohle und Schwefel danach fast ganz aus Phlogiston bestehen. Da aber bei Oxidationen Sauerstoff gebunden wird, hat Phlogiston eine negative Masse!!

Antoine Laurent de Lavoisier (1743–1794), ein Privatgelehrter in Paris, Mitglied der französischen Akademie, Inspektor für Pulver und Salpeter war der Erste, der nach der Widerlegung der Phlogistontheorie die Vorgänge bei der alkoholischen Gärung, Verbrennung und Atmung richtig deutete. Er bestimmte die Zusammensetzung der Luft und führte Versuche mit reinem Sauerstoff durch – der eigentliche Einstieg in die chemischen Erkenntnisse über Sauerstoff. Eine richtige Deutung der Verbrennungsvorgänge wurde erst durch Lavoisier gegeben. Er leitete damit den Fall der Phlogistontheorie ein. Lavoisier soll den lateinischen Namen Oxygenium (Säurebildner) gegeben haben, weil er annahm, dass Sauerstoff in allen Säuren enthalten und für deren charakteristische Eigenschaften verantwortlich sei.

Sauerstoff kommt in der Natur in drei Isotopen vor: ^{16}O (zu etwa 99,76 Prozent), ^{17}O (zu etwa 0,04 Prozent) und ^{18}O (zu etwa 0,2 Prozent). Die natürlichen Sauerstoffisotope mit den Massenzahlen 17 und 18 wurden 1929 durch den amerikanischen Physikochemiker William Francis Giauque mit Hilfe der Spektroskopie entdeckt (Nobelpreis: 1949). Es sind auch nur künstlich erzeugbare Sauerstoffisotope bekannt (von ^{12}O bis ^{24}O)⁴.

Sauerstoff ist zu 21 Volumenprozent bzw. 23,15 Gewichtsprozent in der Atmosphäre enthalten. Ungefähr 85,8 Gewichts-% des Meerwassers bestehen aus Sauerstoff (reines Wasser enthält 88,8 Gewichts-% Sauerstoff). Ausserdem ist Sauerstoff ein Bestandteil fast aller Gesteine und Mineralien - meist in Form von Oxiden. Er macht etwa 46,7 Gewichts-% der Erdkruste aus. Der menschliche Körper enthält rund 60 Prozent Sauerstoff (ebenfalls in gebundener Form).

Gemische von flüssigem Sauerstoff mit Kohlepulver oder anderen oxidierbaren Substanzen (z.B. Sägemehl im 1. Weltkrieg) sind explosiv: Oxyliquitsprengstoffe.

2. Eigenschaften

Reiner Sauerstoff ist ein farbloses, geruch- und geschmackloses Gas, das aus O_2 -Molekülen als molekularer Sauerstoff, besteht. Die Gasdichte beträgt 1,42908 g/l (bei 0 °C u. Normaldruck); Sauerstoff ist also 1,1 mal so schwer wie Luft (Molmasse 32 g/mol, Stickstoff 28 g/mol). Bei $-182,97\text{ °C}$ kondensiert O_2 zu einer hellblauen Flüssigkeit, Dichte: 1,1411 g/cm³; diese erstarrt bei $-218,93\text{ °C}$ zu einer hellblauen, hexagonal kristallisierenden Masse, Dichte: 1,426 g/cm³ (bei -252 °C). In 100 ml Wasser lösen sich bei 0 °C 4,91, bei 20 °C 3,11 und bei 100 °C 1,7 ml O_2 ; geschmolzenes Silber nimmt das Zehnfache seines Volumens an Sauerstoff.

Neben der zweiatomigen (O_2) tritt unter natürlichen Bedingungen auch die dreiatomige Form des Sauerstoff, das Ozon (O_3), auf. Der sehr reaktionsfähige atomare Sauerstoff (O) bildet sich aus O_2 bei einer Glimmentladung oder aus Ozon durch Photolyse, z. B. in der Erdatmosphäre oder bei der Photosynthese.

Biosynthese und Metabolismus

Unsere Luft zum Atmen verdanken wir der photosynthetischen Leistung der Pflanzen und Bakterien. Vor etwa drei Milliarden Jahren begannen Cyanobakterien die Energie des Sonnenlichtes einzufangen und für die Synthese organischer

⁴ "Sauerstoff." Microsoft® Encarta® Enzyklopädie 2001, 1993-2000 Microsoft Corporation.

Verbindungen zu nutzen. Als "Abfallprodukt" entstand - und entsteht noch heute - Sauerstoff.

Dabei sind in der Membran der Cyanobakterien zwei Photosysteme hintereinander geschaltet, die in der Reihenfolge ihrer Entdeckung als Photosystem I und Photosystem II bezeichnet werden. Photosystem II spaltet nach der Lichtabsorption Wasser in Protonen, Elektronen und molekularen Sauerstoff. Die angeregten Elektronen gelangen zum nachgeschalteten Photosystem I. Hier werden sie durch eine erneute Lichtabsorption zum zweiten Mal angeregt, an ein eisenhaltiges Protein weitergegeben und schliesslich zusammen mit den Protonen in der Verbindung NADPH gespeichert. Diese Substanz nutzen die Cyanobakterien als Reduktionsmittel für die Zuckersynthese.

Sauerstoff ist für uns Menschen so wichtig, dass der Metabolismus direkt mit dem Sauerstoffverbrauch verknüpft ist (V_{O_2})⁵. Der normale O_2 -Bedarf des Erwachsenen unter Ruhebedingungen beträgt ca. 250-300 ml pro Minute⁶.

Sauerstoff wird entweder aus Luft über die Verflüssigung nach Linde, durch Elektrolyse oder im kleinen Massstab aus Verbindungen mit hohem Sauerstoffgehalt (KNO_3 , $KClO_3$, $KMnO_4$, H_2O_2 , BaO_2) gewonnen.

3. Die energetischen Voraussetzungen der Atome

Begriffserklärung:

Singulett (einfach) nennt man ein System wenn die Multiplizität $(2S + 1) = 1$ ist. Dies ist der Fall, wenn die Quantenzahl S des gesamten Elektronenspins = 0 ist, d. h. wenn sich die Spins von je 2 Elektronen gegenseitig kompensieren: $(S = +\frac{1}{2} + (-\frac{1}{2}) = 0)$.

Das Sauerstoffatom

Die 8 Elektronen des atomaren Sauerstoffs sind in folgenden Orbitalen nach steigender Energie und der Hundschen Regel⁷ eingefüllt (links):

⁵ Heipertz W., Sportmedizin, Georg Thieme Verlag, Stuttgart, 1976, 48

⁶ Sauerstoffaufnahme: Roche-Lexikon Medizin Version 4.0, 1984/1987/1993/1999 Urban & Fischer Verlag, CD-ROM - 4., neubearb. und erw. Aufl. - 1999

⁷ Hundsche Regel: Jedes Orbital derselben Stufe enthält zuerst 1 Elektron, bevor ein Orbital ein zweites Elektron erhält.

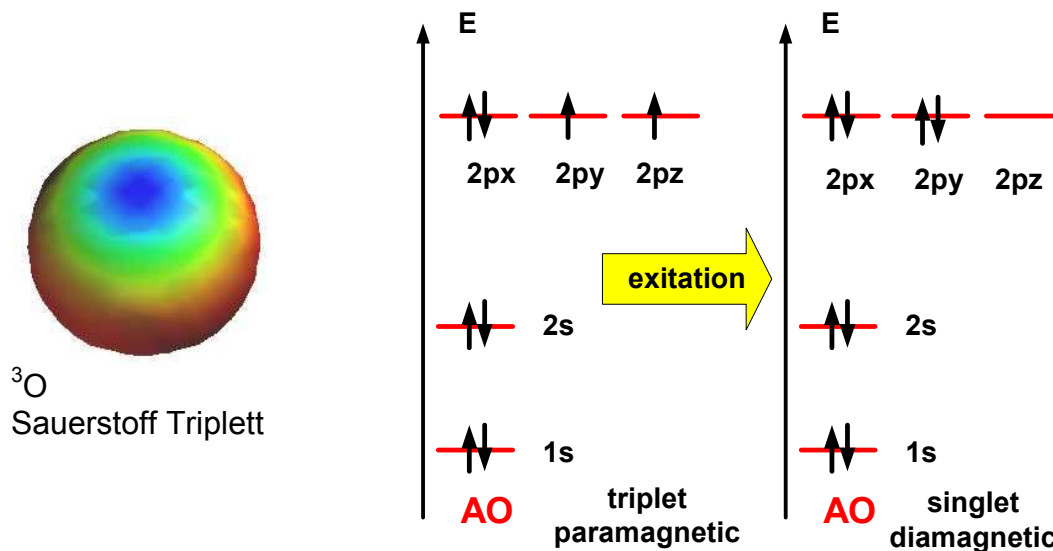


Abbildung 1: Sauerstoffatom

Der Grundzustand von atomarem Sauerstoff ist Triplet-Sauerstoff (^3O , zwei ungepaarte Elektronen, Biradikal) im angeregten Zustand Singulett-Sauerstoff (^1O). Atomarer, sogenannter naszierender Sauerstoff tritt im Moment der Bildung aus chemischen Reaktionen auf (z.B. Elektrolyse.)

Warum ist Singulett-Sauerstoff reaktiver, als Triplet-Sauerstoff? Bei Singulett-Sauerstoff kann ein Elektronenpaar direkt in das 2pz-Orbital aufgenommen werden, und zwar ohne den Spin von einem Elektron wechseln zu müssen, die Aktivierungsenergie ist somit kleiner, das Molekül damit reaktiver.

4. Die energetischen Voraussetzungen der Moleküle

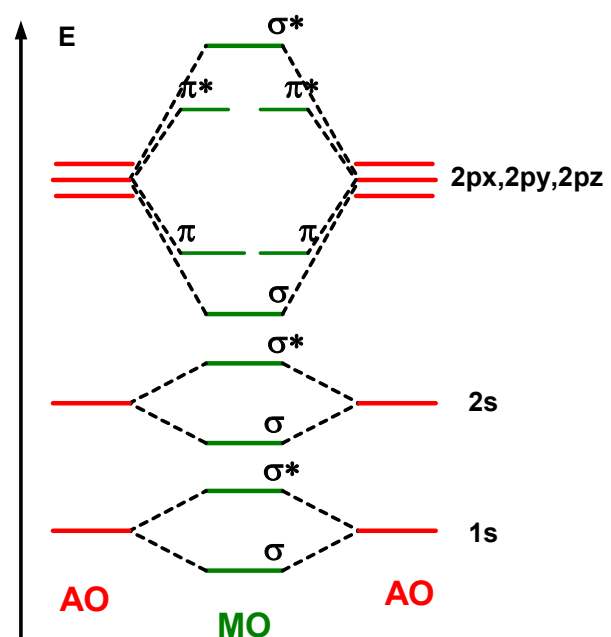
Elemente verbinden sich, indem sie mit ihren Elektronen gemeinsame Orbitale belegen – die Molekülorbitale. Die Atome stellen dabei ihre eigenen Orbitale „zur Verfügung“. Wichtig ist: Die Elektronen in den Orbitalen haben bestimmte Energien. Im Sinne der Energieerhaltung kann gesagt werden, dass auch bei der Kombination von Atomorbitalen zu Molekülorbitalen (Bindungen), keine Energie verloren geht.

Das Energiediagramm Sauerstoffs sieht folgendermassen aus:

Auf der Ordinate ist die Energie (E) aufgetragen.

1s, 2s, 2px, 2py, 2pz sind die Atomorbitale (AO), welche den Elektronen zur Verfügung stehen.

σ und π sind Molekülorbitale (MO), welche sich bilden, wenn 2 Atome Elektronen gemeinsam haben. 2



Atomorbitale bilden wieder 2 Molekülorbitale.

σ und π sind bindende Orbitale (Anziehung), σ^* und π^* sind antibindende Orbitale (Abstossung).

Sind mehr bindende Orbitale als antibindende mit Elektronen besetzt, dann ergibt sich eine Bindung mit der entsprechenden Energie. Sind gleich viele bindende wie antibindende besetzt, dann ergibt sich keine Bindungsenergie und damit keine Bindung.

Wenn man 2 Wasserstoffatome zusammenbringt, dann bilden diese das H_2 -Molekül. Das lässt sich für das Wasserstoffmolekül H_2 leicht zeigen:

(links Energie-Diagramm H-H, rechts: Elektronendichteverteilung H-H im Schnitt):

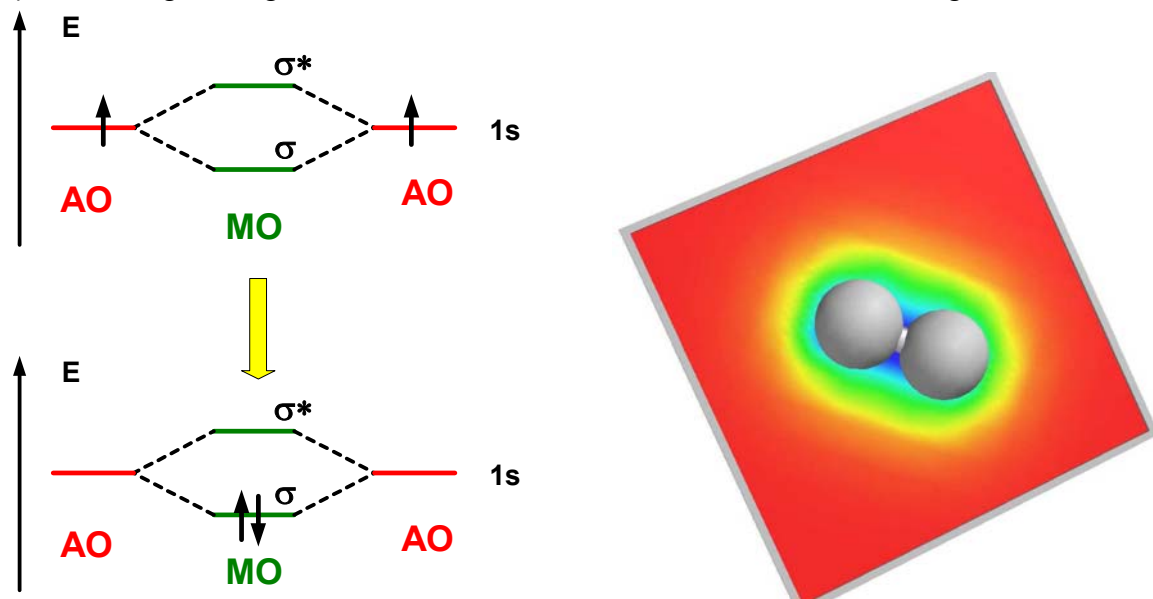
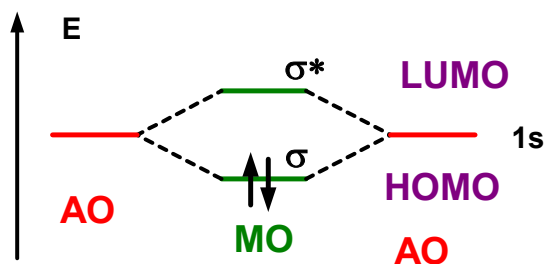
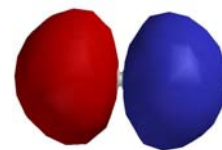


Abbildung 2: Wasserstoff Molekül H_2

Energiediagramm von Wasserstoff: H-H



LUMO:



HOMO:



LUMO: lowest unoccupied molecular orbital

HOMO: highest occupied molecular orbital

Beim molekularen Wasserstoff kompensieren sich die beiden Spins: $+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$, daher ist das Singulett-Wasserstoff.

Die Energie von H_2 ist tiefer, als die Energien der separierten Atome. Somit wird durch die Bindung Energie gewonnen, d.h. H_2 ist stabiler, als 2 freie H-Atome.

Das ist bei einem imaginären Heliummolekül (He_2) mit je 2 Elektronen nicht der Fall:

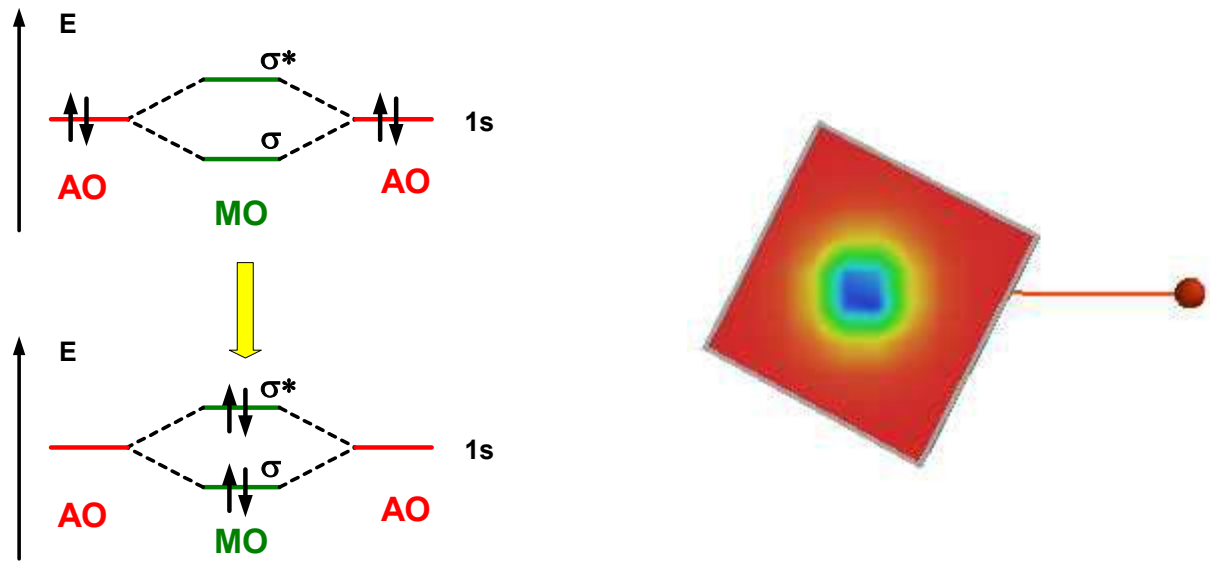
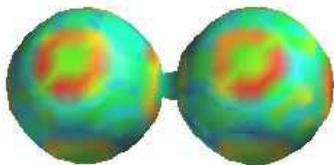
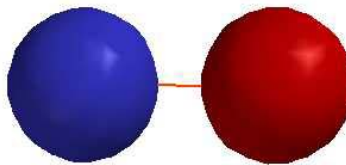


Abbildung 3: Helium Molekül " He_2 "

Elektronendichte von He_2



HOMO von He_2
Man achte auf die sehr dünne Linie zwischen den Atomen!



LUMO von He_2

Gibt es nicht!!
Alle MO sind besetzt.

5. Warum kann man mit Stickstoff nicht atmen?

Jedes Stickstoffatom hat 7 Elektronen, 2 Stickstoffe somit 14 Elektronen. Füllt man diese in das Energieniveauschema ein, dann erhält man das Molekül N_2 ($IN\equiv NI$, Bindungsenergie: 945 kJ/mol) mit der folgenden Konfiguration (rechts: Elektronendichte Verteilung von N_2 im Schnitt)⁸:

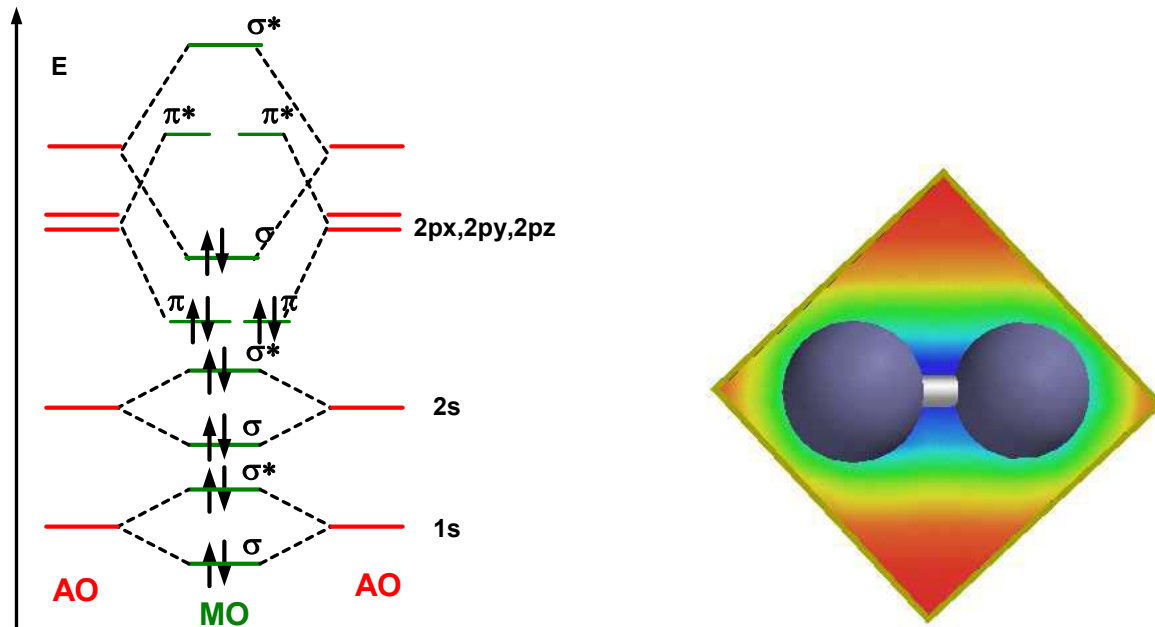


Abbildung 4: Stickstoffmolekül N_2

Der normale Stickstoff hat keine Elektronen in den antibindenden Molekülorbitalen mit höheren Energien σ^* und π^* , er ist somit sehr stabil. Die relativ hohe Elektronegativität führt nur deshalb nicht zu einer grossen Reaktivität, weil die antibindenden σ^* - und π^* - Orbitale nicht besetzt sind.

HOMO	HOMO (-1)	LUMO	Freie Elektronenpaare	Elektronendichte rot: gross, blau: klein

Abbildung 5: Die Elektronenanordnungen von Stickstoff N_2

⁸ Atkins P, Jones L., Chemical Principles, W.H. Freeman and Company, New York, 1999, 126
Chemie, Bützer

6. Das Sauerstoffmolekül

Für das Molekül O₂-Molekül stehen 2 mal 8 Elektronen, also total 16 Elektronen zur Verfügung um die Molekülorbitale zu bilden⁹. Die hohe Reaktivität von Sauerstoff (<O=O>, Bindungsenergie: 498 kJ/mol) lässt sich mit der recht hohen Elektronegativität (EN=3.5) alleine nicht begründen - der Unterschied z.B. zu Stickstoff (EN=3.0) als inertes Gas ist dazu zu gering. Es müssen daher noch grundlegendere Unterschiede in der Elektronenanordnung vorhanden sein. Das lässt sich wie folgt erklären:

Die Elektronen werden nach steigender Energie und dann so eingefüllt, dass jedes Orbital gleicher Energie 1 Elektron erhält, bevor ein Orbital ein zweites Elektron erhält (Hundsche Regel).

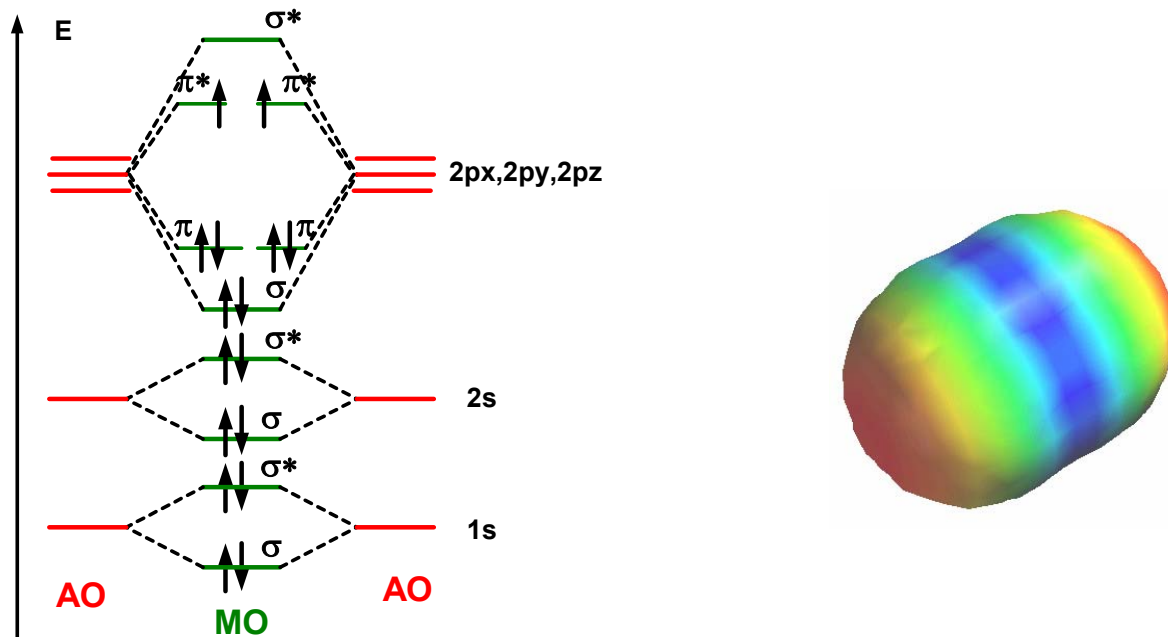


Abbildung 6: Triplett Sauerstoffmolekül

Das Molekül ist nicht sehr stabil, da nur gerade die obersten drei antibindenden Orbitale nicht oder nicht voll besetzt sind. Die korrekte Lewis-Formel von O₂ müsste somit lauten: O●●O.

Im Triplettzustand ist O₂ biradikalisch und paramagnetisch ($\uparrow\text{O}=\text{O}\uparrow$) (kürzeste mit O-O Bindungslänge 120.7 pm, Frequenz: 2087.6 Hz). (Lebensdauer ∞). Er wird ins Magnetfeld hineingezogen.

Der normale Sauerstoff als Biradikal ist somit sehr reaktiv, im Gegensatz zum Stickstoff N₂ – eine ganz wichtige Voraussetzung für Leben.

⁹ Heilbronner E., Bock H., Das HMO-Modell und seine Anwendung, Verlag Chemie GmbH, Weinheim, 1968, 58

7. Angeregter Sauerstoff

Wird nun Energie zugeführt, Anregung, so kann ein Elektron im höchsten antibindenden Energieniveau verschoben werden:

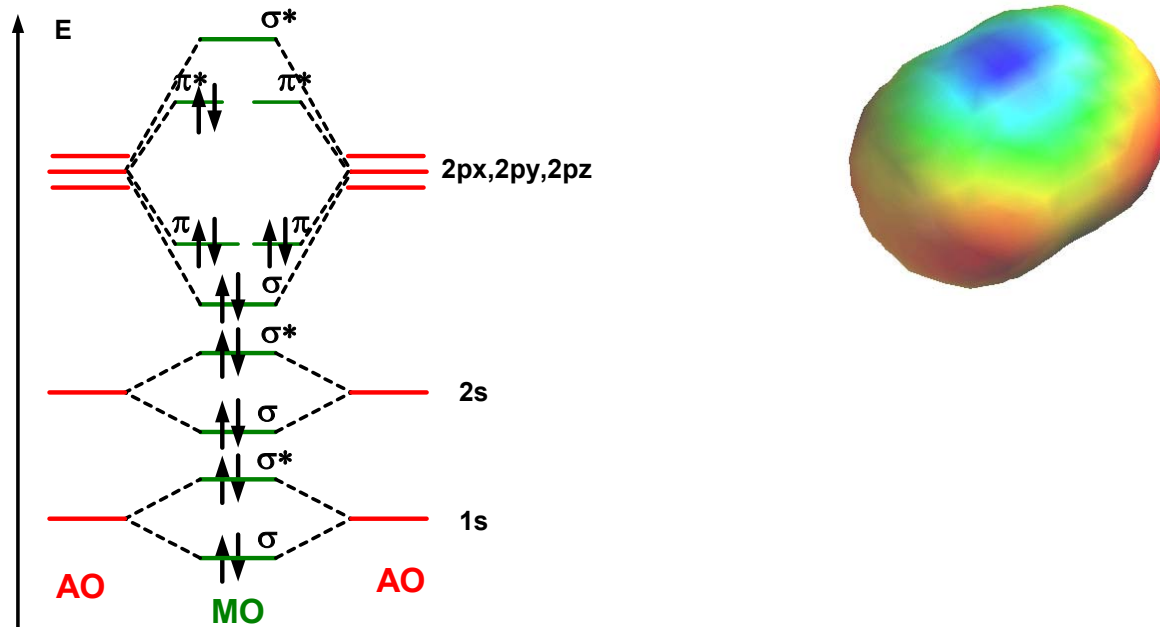


Abbildung 7: Singulett-Sauerstoff Molekül

Elektronisch angeregter Sauerstoff befindet sich damit im Singulettzustand (Singulett, von lat.: singulus = je einer, einzeln, einzig) mit antiparallel gepaarten Spins der beiden Elektronen ($\uparrow\text{O}=\text{O}\downarrow$) (mittlere Bindungslänge O-O: 121.6 pm, Frequenz: 2065.3 Hz).

Er ist diamagnetisch, wird also aus einem Magnetfeld hinausgedrängt. Sauerstoff ist sehr elektrophil (sucht Elektronen), weshalb das leere p-Orbital besonders reaktiv ist um Elektronen aufzunehmen. Dieses leere p-Orbital kann beispielsweise Doppelbindungen, ein Ort mit vielen Elektronen, leicht angreifen.

Wenn ein Elektronenpaar in das π^* -Orbital des Sauerstoffmoleküls übernommen wird, wird dieses instabil und reagiert weiter, z.B. indem es ein Peroxid bildet (siehe Reaktionsmechanismus der Peroxidbildung).

Die Anregung von Triplett- in Singulett- Sauerstoff benötigt 95 kJ/mol Energie. Sichtbares Licht, Wellenlänge 420 – 700 nm, hat eine Energie von 285 – 171 kJ/mol und kann damit den Singulett-Sauerstoff aus Triplett-Sauerstoff bilden.

Singulett-Sauerstoff kann auf 3 verschiedene Arten produziert werden :

- Fotochemisch in Gegenwart eines Fotosensibilisators (Fluorescein, Methyleneblau, Porphyrin, polycyclische Kohlenwasserstoffe)
- Chemisch ($\text{H}_2\text{O}_2 + \text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$, oder O_3 auf Phosphit)
- Entladung zwischen Elektroden

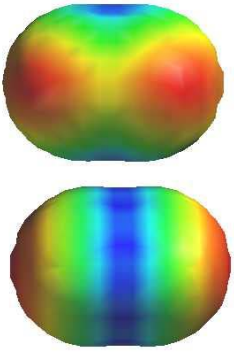
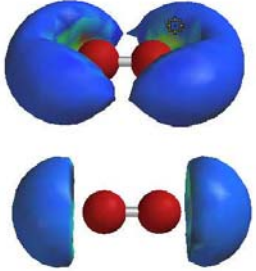
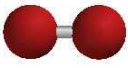
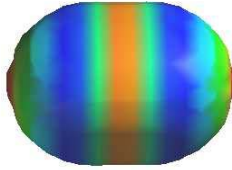
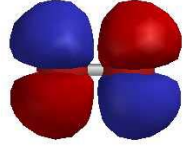
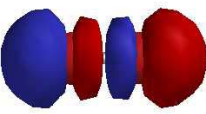
Unter Aussendung von hellrotem Chemolumineszenz-Licht geht $^1\text{O}_2$ in den Triplett-Grundzustand $^3\text{O}_2$ über, wenn keine geeigneten chemischen Reaktionspartner zur Verfügung stehen; die Lebensdauer in Lösung liegt bei 10^{-6} bis 10^{-3} Sekunden, in

der Gasphase bei 45 Minuten bis 7 Sekunden (H_2O : 2 μs , D_2O : 20 μs ; Methanol: 200 μs)¹⁰.

Abbildung 8: Sauerstoffmoleküle O_2 im Vergleich

Oben: Triplett $^3\text{O}_2$ (Grundzustand)

Unten: Singulett $^1\text{O}_2$ (angeregter Zustand)

		 	 
Elektronendichte	Freie Elektronenpaare	Spindichte (der Triplettzustand hat keinen Spin ↑↓)	LUMO

Werden weitere 63 kJ/mol zugeführt, wird der Singulett-Sauerstoff zu einem Singulett-Sauerstoff mit antiparallelem Spin, also erneut diamagnetisch (grösste Bindungslänge O-O: 122.8 pm) und auch ein Biradikal. Das ist das reaktivste aller zweiatomigen Sauerstoffmoleküle.

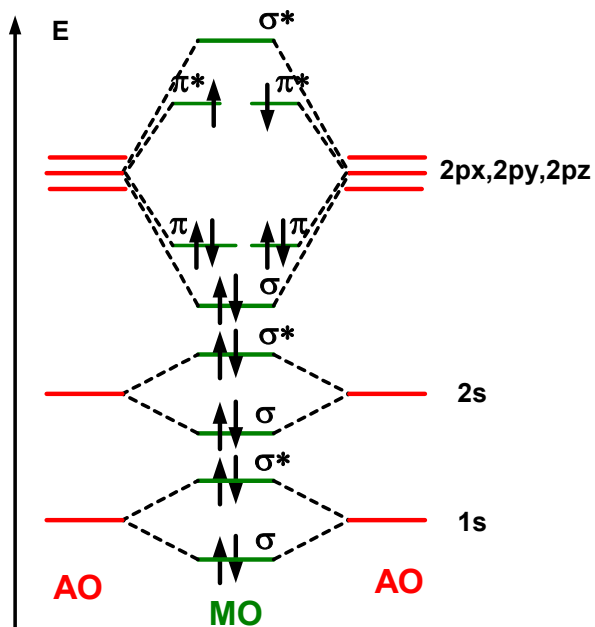
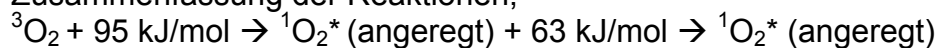


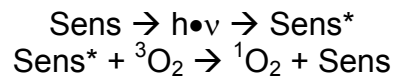
Abbildung 9: Angeregtes Triplett- Sauerstoffmolekül

Zusammenfassung der Reaktionen;



¹⁰ Sauerstoff: Römpp Lexikon Chemie – Version 2.0, Stuttgart/New York: Georg Thieme Verlag 1999
Chemie, Bützer

Bei Belichtungen in Gegenwart eines geeigneten, angeregten Sensibilisators wird durch Energieaufnahme $^3\text{O}_2$ in $^1\text{O}_2$ übergeführt:



Als Sensibilisatoren gelten: Chlorophyll, Porphyrine, Riboflavin etc.

Die Reaktionen von Singulett-Sauerstoff ($^1\text{O}_2$) unter Beteiligung von Licht und Sensibilisatoren mit organischen Verbindungen wird Photooxigenierung bezeichnet. Dabei werden Monohydroperoxide oder, bei Fehlen von α -ständigem Wasserstoff, cyclische Peroxide (Dioxetane) gebildet. In Lebensmitteln sind insbesondere ungesättigte Fettsäuren sowie terpenoide Substrate für eine Photooxigenierung¹¹.

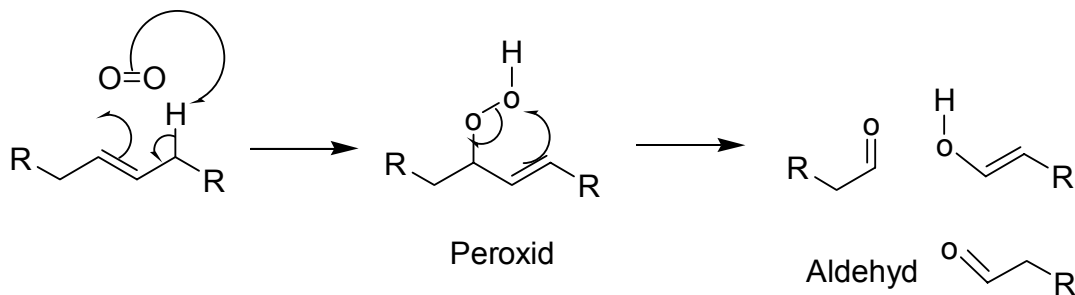


Abbildung 10: Reaktion einer Doppelbindung mit Sauerstoff (z.B. Ranzigwerden von Fetten)

In Gegenwart von geeigneten Verbindungen reagiert $^1\text{O}_2$, so beispielsweise mit den Zellmembranen von Mikroorganismen. Er kann nur mit Radikalfängern deaktiviert werden (z.B. Carotinoide, Vitamin C, E). Radikale können die Zellwand nicht nur sehr stark schädigen, sie können auch ins Innere der Mikroorganismen vordringen und sie dort angreifen – kationische Farbstoffe, wie Methyleneblau oder Toluidinblau können die Membran von gramnegativen Bakterien besonders gut überwinden – sind hier Sensibilisatoren.

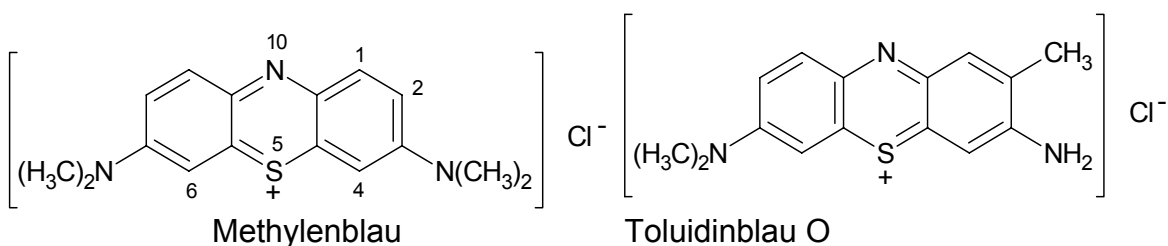


Abbildung 11: Blaue Sensibilisatoren

Mit Licht erzeugen diese Farbstoffe aus dem Sauerstoff der Luft den äusserst reaktiven Singulett – Sauerstoff¹². Eine Resistenz gegen diesen reaktiven Singulett-Sauerstoff ist kaum zu erwarten. Eigenbrot meint dazu: „It's a bit like asking, whether you could get immune to being run over by a bus.“

¹¹ Eisenbrand G., Schreier P., (Hrsg.), Römpp Lexikon Lebensmittelchemie, Georg Thieme Verlag, Stuttgart, 1995, 662

¹² Moore P., Lethal weapon, New Scientist, 18 April, 1998, 42

Wie geht die Natur mit Sauerstoff um?

Da Sauerstoff sehr reaktiv ist, musste die Natur für den Transport, die Speicherung und die Sauerstoffübertragung besonders stabile Systeme zur Verfügung stellen. Die Häm-Gruppe hat sich dazu besonders gut bewährt.

8. Cytochrom P-450

Ein wichtiges Enzym ist das Cytochrom P-450 (EC 1.14.14.1). Das ist eine Sammelbezeichnung für in wohl allen Organismen vorkommende mischfunktionelle Oxygenasen (Monooxygenasen; Lebermikrosomen: MR 850 000, 16 identische Untereinheiten), die für Hydroxylierungen vieler hydrophober Substanzen (z. B. Steroide) und oxidative Entgiftungsmechanismen, manchmal jedoch auch für die Aktivierung (Giftung) von Carcinogenen verantwortlich sind. Cytochrom P-450 ist das vielseitigste bekannte Enzym, das nach Schätzungen in Säugetieren in bis zu 100 verschiedenen Formen pro Art vorkommt, nicht nur Hydroxylierungen, sondern bis zu 60 Reaktionstypen katalysieren kann, durch ca. 1000 Substanzen induziert wird und über eine Million Substrate umsetzen kann. Es ist somit ein wenig spezifisches Enzym. In Cytochrom P-450 ist das Ferri-Häm am Eisen(III)-Ion durch eine L-Cystein-Gruppe komplexiert (Hämthiolat-Protein). Als Sauerstoff-Atome übertragendes Enzym ist Cytochrom P-450 kein Cytochrom im üblichen Sinne eines Elektronentransfer-Proteins. Das Kohlenstoffmonoxid-Addukt des reduzierten Cytochrom P-450 hat eine Absorptionsbande bei 450 nm, daher der Name „Pigment 450“ aus Zeiten, als noch nichts über die Funktion bekannt war.

9. Das heikle Sauerstoffgleichgewicht unserer Atmosphäre

Hier auf unserer Erde wäre selbst ein geringfügiges weiteres Ansteigen des Sauerstoffgehalts über die gegenwärtigen 21% mit erhöhter Wahrscheinlichkeit für Waldbrände verbunden. Nach *“The Anthropic Cosmological Principle (p. 568)”* von Barrow und Tipler wären die Folgen: "...the probability of a forest fire being started by a lightning-bolt increases 70% for every 1% rise in oxygen concentration above the present 21%. Above 25% very little of the vegetation on land would survive the fires...". "At the present fraction of 21%, fires will not start at more than 15% moisture content. Were the oxygen content to reach 25%, even damp twigs and the grass of a rain forest would ignite."

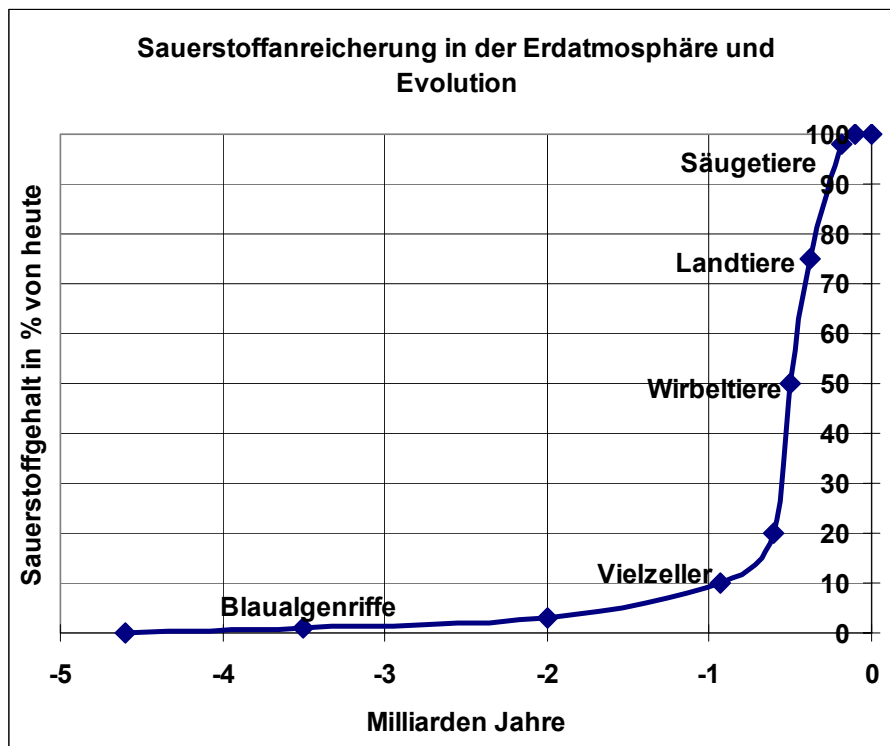


Abbildung 12: Der Sauerstoffgehalt in der Erdatmosphäre

Sauerstoff löst sich in Wasser besonders gut bei tiefen Temperaturen:

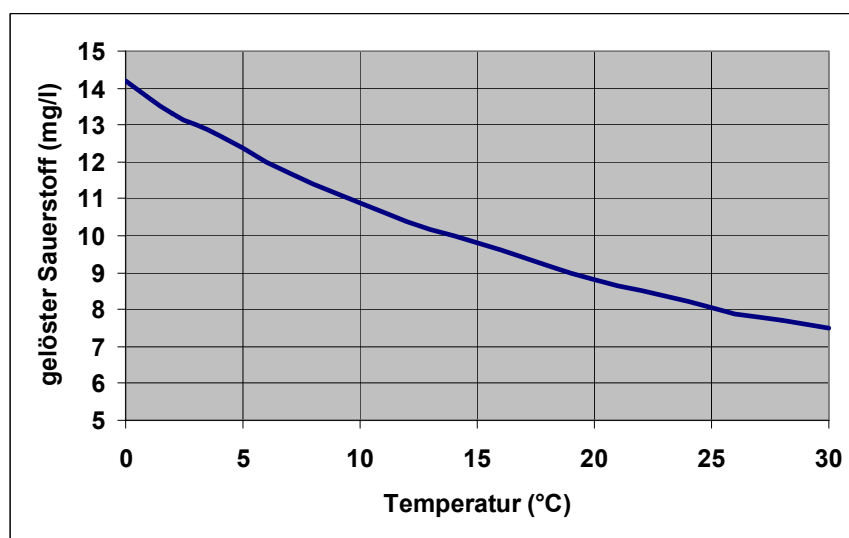


Abbildung 13: Gelöster Sauerstoff in Wasser

Aus dieser Grafik geht deutlich hervor, dass die Löslichkeit des Gases Sauerstoff mit zunehmender Temperatur abnimmt, was z.B. für die Fische eine geringere Verfügbarkeit von atembarem Sauerstoff bedeutet (z.B. Problem der Flusswasserkühlung von Kraftwerken).

10. Sauerstofftoxizität¹³

„Unser Körper arbeitet bei der normalen Sauerstoffkonzentration in der Luft von 21% mit maximaler Effizienz. Das Hämoglobin, der rote Farbstoff der roten Blutkörperchen, welches den Sauerstoff von der Lunge in die andern Organe transportiert, ist voll gesättigt. Trotzdem ist es manchmal notwendig, den Sauerstoffgehalt in der Atmungsluft zu erhöhen, besonders dann, wenn bei Lungenerkrankungen der Durchtritt (Diffusion) des Sauerstoffes ins Blut ungenügend ist. Eine solche Massnahme kann aber auch schädlich sein, wie aus tierexperimentellen Beobachtungen hervorgeht.

Lässt man Tiere, z.B. Ratten und Mäuse, 95 bis 100%igen Sauerstoff atmen, gehen sie innerhalb einiger Tage zugrunde. Die feingewebliche Untersuchung der Lungen zeigt Schwellung und Nekrose der Wandzellen der die Luftbläschen umhüllenden, zarten Blutgefässe (Kapillarendothelien). Später entwickeln sich auch Schädigungen der Pneumozyten. Es kommt zu Ablagerung von Eiweissmassen an der Innenwand der Alveolen (hyaline Membranen), die Diffusion des Sauerstoffes durch die Alveolarwände ist erschwert und die Tiere werden cyanotisch (leiden unter Sauerstoffmangel). Schliesslich tritt Blutflüssigkeit in die Luftbläschen aus (Lungenödem), die Sauerstoffversorgung wird ganz unterbrochen und das Tier stirbt. Mit niedrigen Sauerstoffkonzentrationen von ca. 70 bis 85% ist der Lungenschaden weniger dramatisch, es kommt aber trotzdem zu Funktionsstörungen.

Aufgrund dieser Beobachtungen muss man annehmen, dass hohe Konzentrationen von Sauerstoff auch beim Menschen zu Lungenschädigungen führen. In der Tat lassen sich die gleichen Veränderungen, wie sie für Nagetiere beschrieben wurden, nach mehrtägiger Beatmung von Menschen mit hohen Sauerstoffkonzentrationen nachweisen. Es ist allerdings oft schwierig, die Schädigung des Sauerstoffes von der ursprünglich vorhandenen Lungenerkrankung, welche den Anlass zur Sauerstoff Therapie gab, abzugrenzen. Erst die Ergebnisse der Tierversuche haben den Ärzten die wahre Bedeutung der Sauerstofftoxizität für den Menschen zum Bewusstsein gebracht.

Aus den Tierversuchen hat man auch Vieles über den Mechanismus der Lungenschädigung durch Sauerstoff gelernt. So wurde beispielsweise beobachtet, dass neugeborene Ratten, Mäuse und Kaninchen gegen 100%igen Sauerstoff unempfindlich sind, und zwar bis zum Alter von 15 Tagen. Während dieser Zeit sind die Tiere in der Lage, bei Belastung mit reinem Sauerstoff drei wichtige Enzyme, welche den Sauerstoff entgiften, vermehrt herzustellen. Es handelt sich um die Enzyme *Superoxiddismutase*, *Catalase* und *Glutathionperoxidase*. Aus dieser Beobachtung darf man den Schluss ziehen, dass der Sauerstoff an sich nicht das eigentliche schädigende Agens ist. Vielmehr wird er in den Zellen zu sehr aggressiven Abkömmlingen. z.B. Superoxidanionen, Wasserstoffperoxid und Hydroxylradikalen umgeformt. Beim erwachsenen Tier kommt es schnell zu einer Erschöpfung der Vorräte an Enzymen, welche diese aktivierten Formen des Sauerstoffes binden und entgiften. Dadurch ist die Möglichkeit geschaffen, dass die reaktiven, d.h. chemisch sehr aggressiven Sauerstoffabkömmlinge die Zellmembranen schädigen und *Enzyme mit Schwefelwasserstoffgruppen oxidieren* und inaktivieren. Solche Zellen sind nicht mehr lebensfähig und werden nekrotisch.

Durch diese toxikologischen Tierexperimente hat man gelernt, den Sauerstoff mit Respekt zu behandeln und nicht einfach als harmlosen Bestandteil der Atmungsluft zu betrachten.“

¹³ Zbinden G., Menschen Tiere und Chemie, M.T.C. Verlag Zollikon, 1985, 125

Sauerstoff ist so reaktiv, dass an vielen Stellen des Metabolismus ein Schutz geben diese Substanz vorhanden sein muss. Es sind z.B. die Antioxidantien, welche Sauerstoff an diesen Stellen entfernen (Vitamin C, Vitamin A, Vitamin E etc.).

Eine besondere Modifikation von Sauerstoff ist die dreiatomige Form, das Ozon (O_3). Diese ist noch viel reaktiver als zweiatomiger Sauerstoff (O_2).

11. Sauerstoff gegen Wundinfekte

Während und kurz nach einer Operation beeinflussen verschiedenste Faktoren die Entstehung von Wundinfekten. Neben verschiedenen anderen Faktoren spielt dabei auch die Sauerstoffspannung im Gewebe eine Rolle, denn die Abwehrzellen im Blut, insbesondere die „neutrophilen Granulozyten“, bekämpfen Bakterien mit Hilfe von Sauerstoff Radikalen. Die Produktion der Radikale ist wiederum vom Sauerstoff-Partialdruck im Gewebe abhängig. Wird nun bei der Narkose 80% statt der üblichen 30% Sauerstoff zugemischt und diese Sauerstoffkonzentration noch bis 2 Stunden nach der Operation aufrecht erhalten, dann sinkt das Wundinfektrisiko auf etwa die Hälfte¹⁴.

12. Die biologische Wirkung des Ozons

Christian Friedrich Schönbein (1799–1868), Professor für Chemie an der Universität Basel, entdeckte 1839 das Ozon. Der Name kommt von griech.: ózein = duften, stinken, riechen – man kann diese Substanz also leicht mit der Nase wahrnehmen. Trotzdem war das keine einfache Entdeckung, denn Ozon ist äusserst reaktiv.

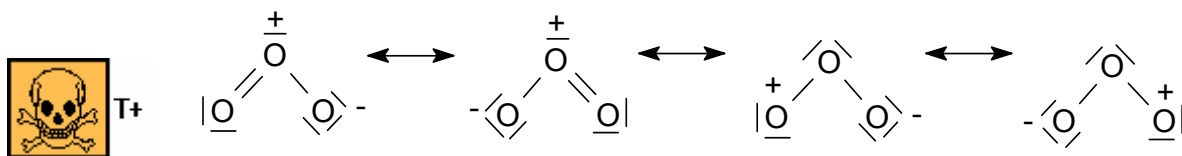


Abbildung 14: Resonanzstrukturen von Ozon

Die Bindungslänge von O-O in Ozon ist 0.127 nm. Diese liegt zwischen einer Doppelbindung von 0.11 nm und einer Einfachbindung von 0.148 nm¹⁵.

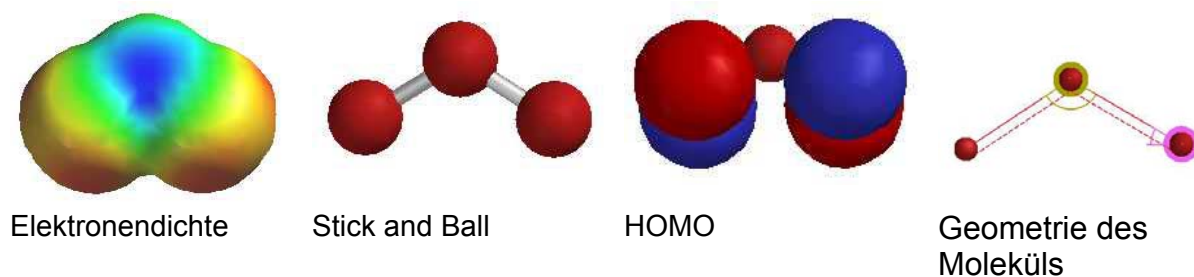


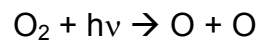
Abbildung 15: Modelle von Ozon

¹⁴ Mehr Sauerstoff, weniger Wundinfekte, The New England Journal of Medicine, 342, 2000, 161-167, 201-204, zitiert in NZZ, Mittwoch 16. Febr., Nr. 39, 2000, 71

¹⁵ Mortimer Ch.E., Chemie, Georg Thieme Verlag, Stuttgart, 1976, 204

Das Vorkommen eines Elements in mehr als einer Form, bei gleichem physikalischen Zustand wird als Allotropie bezeichnet - hier O_2 und O_3 .

Nach der Theorie von Chapman (1930) erfolgt die Photodissoziation von Sauerstoff-Molekülen bei Wellenlängen <242 nm gemäss:



Dieser atomare Sauerstoff reagiert weiter zu Ozon:

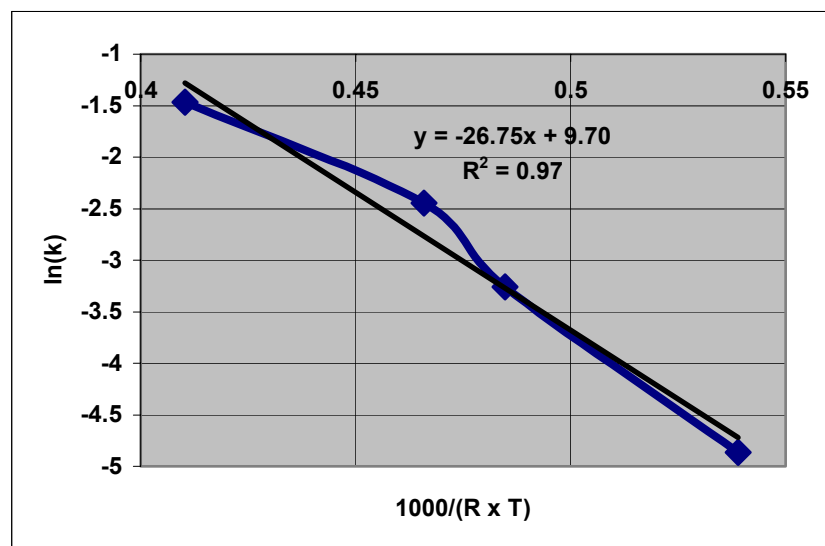


M ist dabei der für die Aufnahme der Energie notwendige dritte als Katalysator wirkende Stosspartner (z.B. Cl, NO, OH). Gleichzeitig zersetzt sich Ozon spontan¹⁶:



Temp. (°C)	HWZ (d)
20	3
-15	8
-25	18
-50	90

Abbildung 16:
Halbwertszeit von Ozon.
Die Aktivierungsenergie für die Dissoziation von Ozon beträgt ohne Katalysator ungefähr 27 kJ/mol ($k = \ln(2)/\text{HWZ}$).



Obwohl Ozon, O_3 , toxisch ist, ist es doch für das Leben auf der Erde unabdingbar. Es wird davon ausgegangen, dass das Leben auf der Erde erst dann die Landflächen erobern konnte, als sich eine genügend starke Ozonschicht in der Atmosphäre gebildet hatte. Vorher wurde der schädliche Anteil des Sonnenlichts nur vom Wasser der Ozeane. In denen das Leben entstanden ist, absorbiert.

Die Abbildung unten zeigt die *Spektralbereiche*, in die das Licht der Sonne eingeteilt wird. Die Masseinheit der Wellenlänge ist das Nanometer nm. Je geringer die Wellenlänge ist, um so grösser ist die Energie, die ein Photon enthält, d.h. das kleinste Energiequant, das von einem Molekül aufgenommen werden kann. Der Bereich, in dem unser Auge empfindlich ist, der sichtbare Bereich (VIS) des Sonnenspektrums, reicht von 400 bis 800 nm. Zu längeren Wellenlängen hin schliesst sich der Bereich des Infrarotlichts (IR) an. Für dieses Licht besitzen wir ebenfalls ein Organ, nämlich unsere Haut. Das infrarote Licht dringt geringfügig in die Haut ein und wird in Wärme umgewandelt, die wir spüren, wenn wir uns in der Sonne aufhalten oder vor einer Infrarotlampe sitzen. Daher wird diese Strahlung auch die Wärmestrahlung bezeichnet.

¹⁶ Sauerstoff: Römpp Lexikon Chemie – Version 2.0, Stuttgart/New York: Georg Thieme Verlag 1999
Chemie, Bützer


Ultraviolett (UV)			Sichtbar (VIS)	Infrarot (IR)
- 280 UV-C	280-320 UV-B	320-400 UV-A	400-800	800 -
				

Abbildung 17: Die Einteilung des Teils des Sonnenspektrums, der für die atmosphärische Chemie wichtig ist. (Wellenlängen in nm)

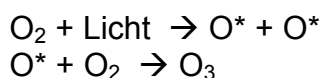
Unterhalb der sichtbaren Bereiche liegt das ultraviolette (UV) Licht. Um die biologische Wirkung dieser Lichtquanten besser einordnen zu können, wird der Ultraviolettbereich nochmals unterteilt: Zwischen 320 und 400 nm liegt der UV-A-Bereich, darunter schliesst sich von 280 bis 320 nm der UV-B-Bereich an. Unterhalb von 280 nm wird das Licht mit UV-C bezeichnet. Da diese Einteilung des UV-Lichts nicht einheitlich ist, sollte beim Vergleich von Untersuchungsergebnissen immer auf die jeweilige Einteilung geachtet werden. Je nach der gewählten Ausdehnung des UV-B-Bereichs, der von besonderem biologischen Interesse ist, kann die Wirkung pro eingestrahelter Energie grösser oder geringer ausfallen.

Die Energie die das kurzwellige ultraviolette Licht (UV-B) unterhalb von 310 nm Wellenlänge enthält, reicht aus, um die komplexen Moleküle, die Proteine und Aminosäuren, aus denen die organische Materie aufgebaut ist, zu zerstören. Die Sonne strahlt Licht bis unterhalb von 100 nm aus. Im Bereich bis 240 nm wird dieses Licht durch die beiden Hauptbestandteile der Luft, Sauerstoff (O₂) und Stickstoff (N₂), zurückgehalten, so dass es die Erdoberfläche nicht erreicht (240 nm entspr. ca. 500 kJ/Mol Energie). Es bleibt also noch die Strahlung im Wellenlängenbereich zwischen 240 und 310 nm, vor der die Lebewesen auf der Erde geschützt werden müssen (500 bis 380 kJ/mol). Genau in diesem Bereich liegt die grösste Absorption durch das Ozon.

		Ozon								
Sauerstoff										
200	220	240	260	280	300	320	340	360	380	400

Abbildung 18: Absorptionsbereiche von Photonen durch molekularen Sauerstoff und Ozon in Abhängigkeit der Wellenlänge des Lichts in nm.

Oberhalb von 50km Höhe wirkt nur der Sauerstoff als Filter gegen die biologisch schädliche Sonnenstrahlung, aber bei 15km ist schon alles Licht unterhalb von 290 nm vom Ozon absorbiert worden. Und am Erdboden liegt die UV-Kante des Lichts bei 300 nm. Dabei spaltet die energiereiche Sonnenstrahlung Sauerstoffmoleküle in energiereiche Sauerstoffatome auf. Diese Radikale sind chemisch instabil und verbinden sich mit sofort wieder mit anderen Luftsauerstoffmolekülen. Es entsteht Ozon. Die Reaktionsgleichungen lauten:



Auf der andern Seite ist Ozon ein sehr starkes Gift. Über die Atmungsorgane nehmen Menschen, Tiere und Pflanzen dieses Gift auf. Wegen seiner geringen Wasserlöslichkeit wird es bei den Tieren und Menschen nicht bereits in den

Bronchien abgebaut, sondern gelangt mit der Atemluft bis in die Lungenspitzen. Dort kann es dann durch seine oxidierende Wirkung unspezifische Schäden an den Zellwänden der Lunge hervorrufen. Ozon wirkt insbesondere dadurch, dass es die Doppelbindungen von ungesättigten Verbindungen in den Zellmembranen angreift und schädigt (MAK: 0,2 mg/m³ bzw. 0,1 ppm).

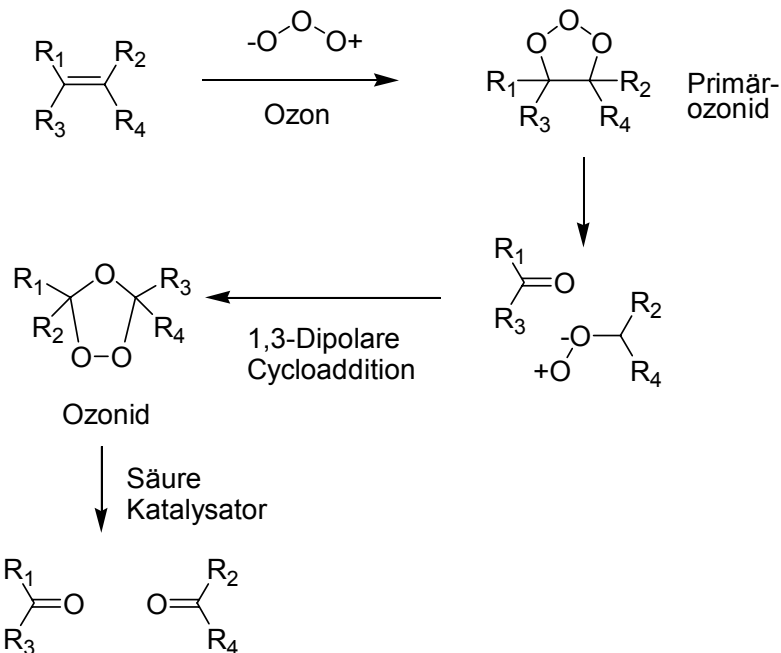


Abbildung 19: Die Reaktion der Ozonierung einer Doppelbindung

In Tierversuchen wurde festgestellt, dass sichtbare Veränderungen des Gewebes bereits auftreten, wenn nur ein Molekül O₃, auf eine Million Luftpartikel (1ppm) kommt. Unterhalb dieser Konzentration reizt Ozon besonders die Schleimhäute und führt zu allgemeinem Unwohlsein. Diese Wirkung wird schon bei Ozonkonzentrationen hervorgerufen, die im Sommer in den mittleren Breiten recht häufig anzutreffen sind.

Auch bei den Pflanzen dringt das Ozon durch die Spaltöffnungen weit in die Blätter ein, bevor es im Palisadenparenchym zersetzt wird. Insbesondere stark wirkt Ozon in Kombination mit Schwefeldioxid (SO₂). Schwefeldioxid lähmt die spaltförmigen Öffnungen, über die der Stoffwechsel der Blätter stattfindet. Für empfindliche Pflanzen, wie zum Beispiel den Tabak oder die Tomate, liegt die Grenzkonzentration, ab der Ozon Schäden verursacht, bereits bei etwa 60 ppb, einem Wert also, der heute auch in ländlichen Gebieten im Sommer häufig überschritten wird. In Testversuchen hat man bei den meisten Kulturpflanzen Einbussen des Ernteertrags in nicht unerheblichem Ausmass festgestellt.

Oxidantienbildung

Bei der photochemischen Oxidantienbildung (Ozon, PAN (Peroxyacetylnitrat) in der unteren Atmosphäre (Troposphäre) spielen energiereiches Sonnenlicht (UV-B), Stickoxide, OH Radikale und Kohlenwasserstoffe (volatile organic carbon: VOC) eine entscheidende Rolle. Die ablaufenden Prozesse sind komplex, und sind hier vereinfacht dargestellt (für Atmosphäre über Land). Eingeleitet wird die Oxidantienbildung durch energiereiches Sonnenlicht, das in der Lage ist, Ozonmoleküle so zu spalten (photolysieren), dass angeregte Sauerstoffatome

entstehen. Diese können mit Wassermolekülen reagieren und OH Radikale erzeugen. Die OH-Radikale reagieren mit den VOC, wobei organische Peroxyradikale (VOC*) und HO₂ entstehen. Beides reagiert mit NO unter Bildung von NO₂. NO₂ wiederum wird durch kurzwelliges Sonnenlicht in NO und O zerlegt. Die O-Atome ihrerseits verbinden sich schnell mit Sauerstoffmolekülen und bilden Ozon, das wohl wichtigste Oxidants. Ein anderes wichtiges Oxidants, das PAN, kann auch in diesem Prozess gebildet werden.

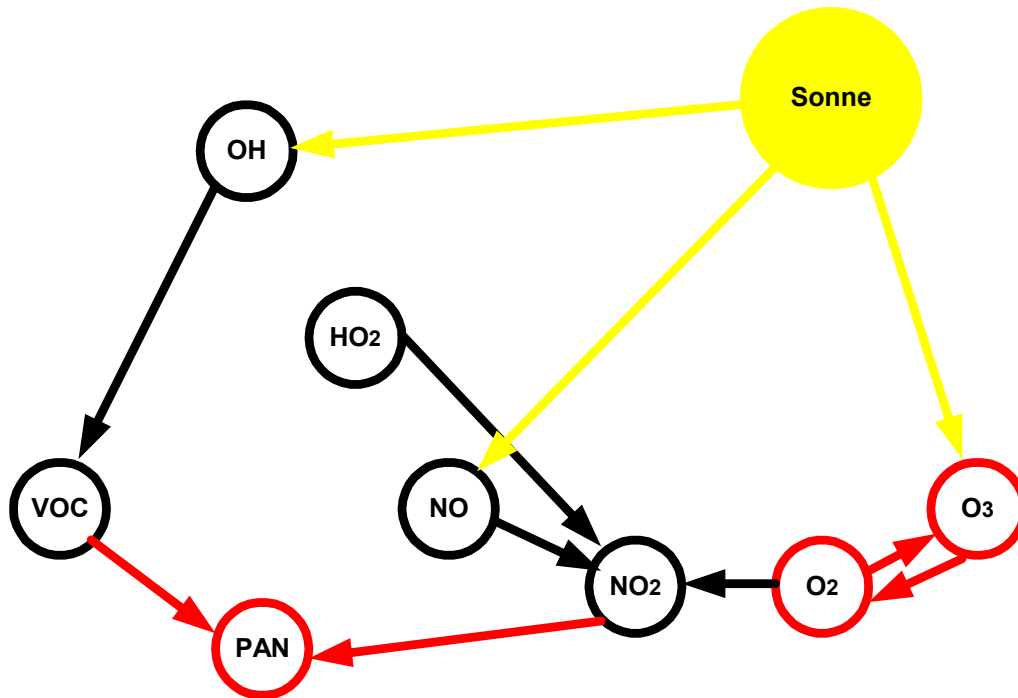


Abbildung 20: Vereinfachtes Schema der Ozonwirkung

Die Wirkung des Ozons auf biologische Zellen wurde schon sehr früh ausgenutzt, um Trinkwasser aufzubereiten. Dabei werden die Bakterien, die sich im Wasser befinden, angegriffen und abgetötet. Da Ozon innerhalb kurzer Zeit zerfällt und das Zerfallsprodukt, nämlich Sauerstoff, absolut unschädlich ist, bietet es sich an O₃ zur Desinfektion von Trink- und Abwasser einzusetzen. Bereits 1880 wurden dazu bei Siemens Versuche angestellt.

Ozon, O₃

Vol.-Konz.	Verteilung	Hauptquelle	[106 Tonnen/a]
15–50 ppb	niedrig am Äquator, zu den Polen hin ansteigend	von der Stratosphäre Photochemie	<u>600</u> 1300
Hauptsenke		Verweilzeit	[106 Tonnen/a]
trockene Ablagerung Photochemie		2 Monate	650 1300

13. Wie erkennt man einen Planeten mit Leben?¹⁷

Ein Gleichgewicht kann als stabiler Zustand beschrieben werden, aus dem keine Energie mehr zu gewinnen ist. Leben ist ein Zustand, der sich weit weg von einem chemischen Gleichgewicht befindet, weil dauernd Energie für den Aufbau von neuen Strukturen notwendig ist. Als man sich bei der NASA die Frage stellte, wie es möglich sein könnte, auf fremden Himmelskörpern Leben zu erkennen, hatte James Lovelock die Idee nach Atmosphären zu suchen, die nicht im chemischen Gleichgewicht sind. Die Luft, die wir atmen, ist nach chemischen und physikalischen Gesichtspunkten ein sehr unwahrscheinliches Gemisch aus oxidierenden und reduzierenden Gasen. Sauerstoff (21%) und Methan (1.7 ppm) reagieren leicht im Sonnenlicht zu CO₂ und H₂O. Reaktive Stoffe haben nur eine kurze Lebensdauer, sie wandeln sich zu stabilen Produkten um und verlieren die Fähigkeit Prozesse in Gang zu halten. Sie müssen dauernd nachgeliefert werden. Damit beispielsweise der Methangehalt in unserer Atmosphäre neben dem Sauerstoff konstant bleibt, müssen methanproduzierende Organismen jährlich rund 500 Millionen Tonnen nachliefern.

Abbildung 21: Einige chemisch reaktive Gase der Luft der Erde

Gas	Gehalt in %	Umsatz in Mega t	Grösse des Ungleichgewichts	Rückkopplungsfunktion
N ₂ Stickstoff	79	300	10 ¹⁰	Luftdruck, Feuereindämmung, Nitratdeponierung im Meer
O ₂ Sauerstoff	21	100'000	0 (Referenz)	Bezugsniveau der Energie
CO ₂ Kohlendioxid	0.03	140'000	10 ³	Photosynthese, Klima
CH ₄ Methan	10 ⁻⁴	500	unbestimmt	Ozon, Stickstoff
NO _x Stickoxide	10 ⁻⁵	30	10 ¹³	Sauerstoff- und Kohlenstoffversorgung der anoxischen Zone
NH ₃ Ammoniak	10 ⁻⁶	300	unbestimmt	pH, Stickstoff
(CH ₃) ₂ S Dimethylsulfid	10 ⁻⁸	70	unbestimmt	Schwefelkreislauf, Salzstress, Klima
CH ₃ Cl Methylchlorid	10 ⁻⁷	10	unbestimmt	Stratophären- Ozon
CH ₃ I Methyliodid	10 ⁻¹⁰	1	unbestimmt	Iodkreislauf, Klima
Terpene der Koniferen	??	1000	unbestimmt	Nicht bekannt

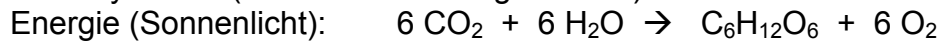
Folgerung:

Die prozentuale Angabe der Zusammensetzung von Luft gibt die für das Leben auf der Erde wichtigen Fakten alleine nicht wieder. Substanzen, welche in geringen Konzentrationen auftreten, wegen ihrer Reaktivität aber in grossen Mengen umgesetzt werden sind vielmehr die treibenden Kräfte, weil sie die notwendigen Energien liefern.

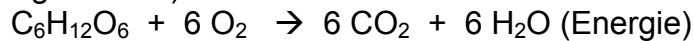
¹⁷ Lovelock J., Gaia, Die Erde ist ein Lebewesen, Scherz Verlag, Bern/München/Wien, 1992

Das gleichzeitige Vorhandensein der reaktiven, oxidierenden Substanz Sauerstoff und Ozon mit den verschiedensten reduzierenden Substanzen, ist ein deutlicher Hinweis auf ein dynamisches Gleichgewicht und damit auf Leben auf der Erde. Sucht man nach Planeten, auf denen Leben vorhanden sein könnte, dann sind reaktive Substanzen ein starker Hinweis.

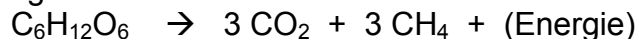
Photosynthese (Produzierende Organismen)



Atmung (Konsumierende Organismen)



Anaerobe Energiegewinnung



Ein kleiner Rest organischen Materials bleibt übrig und wird in der Kruste abgelagert. Dieser kleine Teil hinterlässt einen geringen Sauerstoffüberschuss, der zur Aufrechterhaltung der Luftsauerstoffgehaltes beiträgt.

Die Untersuchung der Stabilität bestimmter Minerale wie Eisen- und Uranoxid ergab, dass die Atmosphäre während des Archaikums (3.8 – 2.5 Mia. Jahre) nur wenig Sauerstoff enthielt. Der heutige Anteil von etwa 20 Prozent an der irdischen Lufthülle wird allgemein als Folge photosynthetischer Aktivität angesehen; doch bleibt die Frage, ob der Sauerstoffgehalt allmählich anstieg oder relativ schnell. Neuere Untersuchungen weisen darauf hin, dass die Sauerstoffzunahme vor 2.1 bis 2.03 Milliarden Jahren abrupt einsetzte und das Gas bereits vor 1.5 Milliarden Jahren seine heutige Konzentration erreicht hatte.

14. Der Kreislauf des Sauerstoffs

Der Sauerstoffgehalt der Atmosphäre geht nahezu ausschliesslich auf die Photosyntheseaktivität grüner Pflanzen zurück. Im Verlauf der Erdgeschichte kam es daher seit dem Auftreten der ersten zur Photosynthese durch Wasserhydrolyse befähigten Organismen zu einer stetigen Sauerstoffanreicherung, bis ein Gleichgewichtszustand, der bei dem heutigen Wert von 21 Volumenprozent liegt, erreicht war. Die Quellen des atmosphärischen Sauerstoffs waren vornehmlich Wasser, in geringerer Masse andere Oxide. Atmungs- und Verbrennungsprozesse sind sauerstoffzehrend, das Endprodukt der Atmung ist Kohlendioxid. Die in Organismen ablaufenden Redoxerscheinungen haben wir bereits an anderer Stelle beschrieben.

In der Atmosphäre sind grössenordnungsmässig $1,3 \cdot 10^{14}$ Tonnen freien Sauerstoffs enthalten. Die Lithosphäre enthält $5,5 \cdot 10^{16}$ Tonnen gebundenen Sauerstoffs, also mehr als hundertmal so viel. Der Hauptteil ist dort in Form von Carbonaten, Silikaten, Sulfaten und anderen Oxiden gebunden. In der Atmosphäre liegt er vorwiegend als freier Sauerstoff vor, in höheren Schichten (Stratosphäre) entsteht, bewirkt durch die stark ionisierende kosmische Strahlung, Ozon und O (atomarer Sauerstoff). Die Ozonschicht bildet einen wirkungsvollen Schutz der Biosphäre vor kurzweiliger UV-Strahlung.

Seit Jahrzehnten wird Sauerstoff durch menschliche Aktivitäten (anthropogene Einflüsse; Industrialisierung u.a.) in steigendem Masse verbraucht, und Kohlendioxid wird freigesetzt, dennoch ist eine Abnahme an freiem Sauerstoff nicht zu befürchten. Wie wir aber im folgenden Abschnitt sehen werden, ist ein merklicher Anstieg der Kohlendioxid-Konzentration in der Atmosphäre registrierbar.

Eine wesentliche Eigenart des Sauerstoffkreislaufs ist seine Verknüpfung mit einem Teilabschnitt des Kohlenstoffkreislaufs, dem Carbonatkreislauf, bei dem den Pflanzen eine Schlüsselrolle zufällt. Ein weiterer Punkt ist die relativ hohe Austauschrate des atmosphärischen Sauerstoffs, sie liegt bei 2000 Jahren. Mit anderen Worten: Pro Jahr wird durch Photosyntheseaktivität $1/2000$ des gesamten atmosphärischen Sauerstoffs erzeugt (und ebensoviel wird durch Oxidation verbraucht). Das Kohlendioxid der Atmosphäre wird in nur 300 Jahren vollständig ausgetauscht. Die gesamte Wassermenge, nämlich die bereits genannten 1,5 Milliarden Kubikkilometer, wird im Verlauf von zwei Millionen Jahren photolytisch gespalten und durch Oxidation neu gebildet. Diese Werte veranschaulichen, dass sich am Wasserkreislauf ohne die Aktivität der Pflanzen nur wenig ändern würde, während Sauerstoff- und Carbonatkreislauf dadurch drastisch in Mitleidenschaft gezogen wären.

15. Experimente

- Wasserelektrolyse (Nachweis mit KI-Papier → Singulett-Sauerstoff)
- Herstellung von Singulett-Sauerstoff
- Umkehr Brennstoffzelle → Sauerstoff in Wasser
- Herstellung von Ozon
- Ozonnachweis mit UV-Lampe und DC-Platte (254 nm)
- Heisses Kupfer im Acetondampf
- Sauerstoffnachweis mit Eisenpulver oder Stahlwolle (mit CuCl_2 getränkt) → Sauerstoff in Luft
- RG mit Alukörnern zur Rotglut bringen → Si-Bildung = Sauerstoffübertragung
- Sauerstoffübertragung durch Gelbes-Blutlaugensalz, Häm mit Wasserstoffperoxid und Luminol
- Leuchten von weissem Phosphor
- Sauerstoffgewinnung aus KNO_3 , KClO_3 , KMnO_4 , BaO_2 → Sauerstoff in Verbindungen
- Gummibär mit KClO_3 rasche Oxidation
- Ozonreaktion mit Zitronenschalen in grossem Kolben (Aerosolbildung)
- Braunwerden von Bananen (Phenoloxidase)
- Anlaufen von Natrium
- Verbrennen von Eisen in Luft und Sauerstoff
- Verbrennen von Magnesium