

De wereld draait voort op een constante toestand van verandering. Het is een proces dat zich voortdurend herhaalt, van de kleinste deeltjes tot de grootste structuren. Dit artikel onderzoekt de natuurkundige principes die deze processen reguleren, met name de rol van zuurstof in verschillende contexten.

De rol van zuurstof in de natuur

Zuurstof is een essentieel element voor het leven op aarde. Het vormt een groot deel van de atmosfeer en is betrokken bij de fotosynthese van planten en de ademhaling van dieren. In de natuur wordt zuurstof voortdurend gereinigd en hergebruikt in een cyclus die bekend staat als de zuurstofcyclus.

Zuurstof in de industrie

In de industrie wordt zuurstof gebruikt voor verschillende doeleinden, waaronder de productie van staal, papier en chemische producten. Het is ook een belangrijk ingrediënt in de productie van zuurstofgas, dat wordt gebruikt in de medische sector en in de ruimtevaart.

Zuurstof en de ruimtevaart

In de ruimtevaart wordt zuurstof gebruikt om astronauten te voorzien van de benodigde lucht. Het wordt ook gebruikt voor de aandrijving van raketten en voor de productie van elektriciteit op de ruimtestationen.

Zuurstof en de toekomst

De toekomst van zuurstof is spannend. Met de opkomst van nieuwe technologieën, zoals de productie van zuurstof uit water, wordt de beschikbaarheid van zuurstof mogelijk vergroot. Dit kan van belang zijn voor de oplossing van problemen op het gebied van de energievoorziening en de bestrijding van de klimaatverandering.

De rol van zuurstof in de natuur

Zuurstof is een essentieel element voor het leven op aarde. Het vormt een groot deel van de atmosfeer en is betrokken bij de fotosynthese van planten en de ademhaling van dieren. In de natuur wordt zuurstof voortdurend gereinigd en hergebruikt in een cyclus die bekend staat als de zuurstofcyclus.

Zuurstof in de industrie

In de industrie wordt zuurstof gebruikt voor verschillende doeleinden, waaronder de productie van staal, papier en chemische producten. Het is ook een belangrijk ingrediënt in de productie van zuurstofgas, dat wordt gebruikt in de medische sector en in de ruimtevaart.

Zuurstof en de ruimtevaart

In de ruimtevaart wordt zuurstof gebruikt om astronauten te voorzien van de benodigde lucht. Het wordt ook gebruikt voor de aandrijving van raketten en voor de productie van elektriciteit op de ruimtestationen.

Zuurstof en de toekomst

De toekomst van zuurstof is spannend. Met de opkomst van nieuwe technologieën, zoals de productie van zuurstof uit water, wordt de beschikbaarheid van zuurstof mogelijk vergroot. Dit kan van belang zijn voor de oplossing van problemen op het gebied van de energievoorziening en de bestrijding van de klimaatverandering.

Zuurstof

Zuurstof is een essentieel element voor het leven op aarde. Het vormt een groot deel van de atmosfeer en is betrokken bij de fotosynthese van planten en de ademhaling van dieren. In de natuur wordt zuurstof voortdurend gereinigd en hergebruikt in een cyclus die bekend staat als de zuurstofcyclus.

Zuurstof in de industrie

In de industrie wordt zuurstof gebruikt voor verschillende doeleinden, waaronder de productie van staal, papier en chemische producten. Het is ook een belangrijk ingrediënt in de productie van zuurstofgas, dat wordt gebruikt in de medische sector en in de ruimtevaart.

Zuurstof en de ruimtevaart

In de ruimtevaart wordt zuurstof gebruikt om astronauten te voorzien van de benodigde lucht. Het wordt ook gebruikt voor de aandrijving van raketten en voor de productie van elektriciteit op de ruimtestationen.

Zuurstof en de toekomst

De toekomst van zuurstof is spannend. Met de opkomst van nieuwe technologieën, zoals de productie van zuurstof uit water, wordt de beschikbaarheid van zuurstof mogelijk vergroot. Dit kan van belang zijn voor de oplossing van problemen op het gebied van de energievoorziening en de bestrijding van de klimaatverandering.

1994 • Zuurstof

De rol van zuurstof in de natuur

Zuurstof is een essentieel element voor het leven op aarde. Het vormt een groot deel van de atmosfeer en is betrokken bij de fotosynthese van planten en de ademhaling van dieren. In de natuur wordt zuurstof voortdurend gereinigd en hergebruikt in een cyclus die bekend staat als de zuurstofcyclus.

Zuurstof in de industrie

In de industrie wordt zuurstof gebruikt voor verschillende doeleinden, waaronder de productie van staal, papier en chemische producten. Het is ook een belangrijk ingrediënt in de productie van zuurstofgas, dat wordt gebruikt in de medische sector en in de ruimtevaart.

Zuurstof en de ruimtevaart

In de ruimtevaart wordt zuurstof gebruikt om astronauten te voorzien van de benodigde lucht. Het wordt ook gebruikt voor de aandrijving van raketten en voor de productie van elektriciteit op de ruimtestationen.

Zuurstof en de toekomst

De toekomst van zuurstof is spannend. Met de opkomst van nieuwe technologieën, zoals de productie van zuurstof uit water, wordt de beschikbaarheid van zuurstof mogelijk vergroot. Dit kan van belang zijn voor de oplossing van problemen op het gebied van de energievoorziening en de bestrijding van de klimaatverandering.

De rol van zuurstof in de natuur

Zuurstof is een essentieel element voor het leven op aarde. Het vormt een groot deel van de atmosfeer en is betrokken bij de fotosynthese van planten en de ademhaling van dieren. In de natuur wordt zuurstof voortdurend gereinigd en hergebruikt in een cyclus die bekend staat als de zuurstofcyclus.

Zuurstof in de industrie

In de industrie wordt zuurstof gebruikt voor verschillende doeleinden, waaronder de productie van staal, papier en chemische producten. Het is ook een belangrijk ingrediënt in de productie van zuurstofgas, dat wordt gebruikt in de medische sector en in de ruimtevaart.

Zuurstof en de ruimtevaart

In de ruimtevaart wordt zuurstof gebruikt om astronauten te voorzien van de benodigde lucht. Het wordt ook gebruikt voor de aandrijving van raketten en voor de productie van elektriciteit op de ruimtestationen.

Zuurstof en de toekomst

De toekomst van zuurstof is spannend. Met de opkomst van nieuwe technologieën, zoals de productie van zuurstof uit water, wordt de beschikbaarheid van zuurstof mogelijk vergroot. Dit kan van belang zijn voor de oplossing van problemen op het gebied van de energievoorziening en de bestrijding van de klimaatverandering.

Zuurstof

Zuurstof is een essentieel element voor het leven op aarde. Het vormt een groot deel van de atmosfeer en is betrokken bij de fotosynthese van planten en de ademhaling van dieren. In de natuur wordt zuurstof voortdurend gereinigd en hergebruikt in een cyclus die bekend staat als de zuurstofcyclus.

Zuurstof in de industrie

In de industrie wordt zuurstof gebruikt voor verschillende doeleinden, waaronder de productie van staal, papier en chemische producten. Het is ook een belangrijk ingrediënt in de productie van zuurstofgas, dat wordt gebruikt in de medische sector en in de ruimtevaart.

Zuurstof en de ruimtevaart

In de ruimtevaart wordt zuurstof gebruikt om astronauten te voorzien van de benodigde lucht. Het wordt ook gebruikt voor de aandrijving van raketten en voor de productie van elektriciteit op de ruimtestationen.

Zuurstof en de toekomst

De toekomst van zuurstof is spannend. Met de opkomst van nieuwe technologieën, zoals de productie van zuurstof uit water, wordt de beschikbaarheid van zuurstof mogelijk vergroot. Dit kan van belang zijn voor de oplossing van problemen op het gebied van de energievoorziening en de bestrijding van de klimaatverandering.

Je kon toch al niet tot tien tellen.

Iedereen heeft wel eens geboeid naar de vlam van een brandende kaars gestaard, werd aangetrokken door het vlammenspel van open haard of kampvuur, of heeft bewonderend naar vuurwerk gekeken.

Vuur is zo belangrijk dat we ons geen cultuur kunnen voorstellen zonder vuur. Maar vuur heeft ook een andere kant: het kan de cultuur weer vernietigen. Stadsbranden, vuurstormen, verschroeide aarde. Vuur is van levensbelang en tegelijk levensgevaarlijk. In de Middeleeuwen en nog lang daarna werd vuur als element beschouwd, net als water, lucht en aarde. Maar vuur is geen element en geen materie. Tweehonderd jaar geleden bleek, dat bij het verschijnsel vuur een tot dan toe onbekend, geheimzinnig gas betrokken was: zuurstofgas. Haast altijd is zuurstof de drijvende kracht achter het vuur, het is de eigenlijke vuurstof. En net als vuur heeft ook zuurstof twee kanten. Enerzijds is het voor bijna de hele natuur de levensadem, en leven we dankzij zuurstof. Anderzijds is zuurstof een agressieve en levensgevaarlijke stof, die zich niet ongestraft laat gebruiken. Zuurstof gebruiken is spelen met vuur. Als geen andere ziekte het doet, zorgt zuurstof zelf voor de beëindiging van het leven.

Vuurwerk

Vuur als kunstuiting, zo zou je vuurwerk gerust kunnen noemen. En de meeste vuurwerkers, de mensen die vuurwerk voor een vuurwerkshow ontwerpen, beschouwen zichzelf als kunstenaar. Het is wel een merkwaardige creativiteit: terwijl een beeldend kunstenaar het resultaat langzaam ziet groeien, ziet een vuurwerker het resultaat pas bij de verbranding, de vernietiging van het werk.

Bij vuurwerk denken de meeste mensen aan vuurpijlen, maar het vuurwerk op deze bladzij, bestaat niet uit vuurpijlen: het zijn mortierbommen. Dat is de hoogste vorm van siervuurwerk, en tegelijk de onbekendste: tijdens de jaarwisseling zul je dit soort vuurwerk nauwelijks zien. Vuurwerkbommen of mortierbommen worden namelijk niet aan particulieren verkocht, ze worden alleen door beroepsvuurwerkers zelf gebruikt. Ze spatten hoog in de lucht uit elkaar in een bolvormig patroon van sterren. Zo'n mortierbom bestaat uit een cilinder met in het onderste deel het kruit voor het afschieten. De bom wordt voorzichtig in een stevige buis, een soort kanonsloop, geplaatst. De kruitlading onderin wordt aangestoken met een snelbrandende lont. De bom schiet daardoor met een doffe knal als een kanonskogel hoog de lucht in. Het spoor is vaak niet te zien; het is geen vuurpijl. Dat is een deel van de verrassing. Alleen een tweede, langzaambrandende lont brandt door. Op het hoogste punt van de baan bereikt die lont een lading buskruit binnen in de bom. In dat buskruit zitten veel lichtkogels, sterren genoemd. Als de bom explodeert, schieten deze sterren alle kanten op.

Nog fraaier is een Japanse vuurwerkbom. Daarbij zit het buskruit in het binnenste van de bom, en zijn de lichtkogels daaromheen keurig in lagen in de bol gezet. Bij explosie levert dit prachtig bolvormig vuurwerk op, als kleurige bloemboeketten. Lang voordat buskruit als zodanig bekend was, werd er al vuurwerk gemaakt met salpeter, houtskool en zwavel. Nog steeds is veel vuurwerk op dit acht eeuwen oude recept gebaseerd.





In het Zuid Duitse Freiburg staat een standbeeld van 'Zwarte Berthold', zo als hij door zijn medekloosterlingen zou zijn genoemd. Op het standbeeld staat nu netjes Bertholt Schwartz. In Freiburg wordt er niet aan getwijfeld dat hun stadsgenoot het buskruit heeft uitgevonden, maar noch van Bertholt, noch van zijn uitvinding is in het stadsarchief iets terug te vinden. Betere papieren hebben de Engelsen met Roger Bacon. Originele documenten laten zien dat deze monnik al honderd jaar voor Bertholt een mengsel maakte voor vuurwerk en klappertjes dat vrijwel gelijk was aan het latere buskruit. De 'verdienste' van Bertholt was dus eigenlijk niet de uitvinding van het buskruit, maar de toepassing ervan in schiettuig.

Voor het gebruik van buskruit bleek niet alleen de samenstelling, maar ook de vorm uiterst belangrijk. De bestanddelen moeten buitengewoon goed gemengd worden. Daarna moet het poeder zo vast mogelijk in elkaar geperst worden, want los poeder schiet minder goed. Meestal wordt het buskruit met wat vocht tot een harde koek geperst. Als die koek in stukjes gebroken, gezeefd en gepolijst wordt, ontstaan er mooie harde kogeltjes.

Voor het afschieten van zware kanonskogels is alleen dit soort buskruit geschikt. Kogel en kanonloop moeten immers heel blijven, ondanks de klap van de explosie. Bij gebruik van de verkeerde soort buskruit komen er alleen brokstukken uit de loop, of explodeert de loop. Kanonnier was een levensgevaarlijk beroep, men had een eigen beschermheilige (Sint Barbara) hard nodig.

Hoe zwaarder de kanonskogel, hoe groter de korreltjes buskruit. Doordat buskruitkorreltjes van buiten naar binnen opbranden, komt het gas geleidelijk vrij, en wordt de druk gelijkmatig opgebouwd. In de praktijk komt een kogel zo veel verder, is het schot nauwkeuriger, en blijven kanon en kanonskogel heel. Met de kwaliteit van het buskruit kon je een veldslag winnen of verliezen!

Nog steeds wordt bij commercieel buskruit aangegeven welke korrelgrootte het heeft; voor elke toepassing moet je de juiste grootte hebben.

Schieten met mest.

De zuurstofdrager in buskruit is kaliumnitraat, salpeter. De naam

herinnert aan de vindplaats, namelijk het zout van stenen (sal petrae). Het zout kristalliseerde gemakkelijk op oude stenen van muren waartegen vuil, as en mest werd bewaard. Vuil-ophaaldiensten en rioleringen zijn immers iets van de laatste tijd. Tot in de zestiende eeuw waren oude muren een belangrijke vindplaats van salpeter. Als er in tijden van oorlog veel buskruit en dus salpeter nodig was, werden er salpeterverzamelaars aangesteld die op de meest smerige plekken in huizen op zoek gingen naar salpeter-afzettingen. Uit die tijd zijn veel klachten bewaard van burgers die protesteerden tegen het sloop- en breekwerk van deze salpeterverzamelaars. Naast de zuurstofdrager salpeter (buskruit bestaat voor driekwart uit salpeter) bevat buskruit de brandstoffen zwavel en houtskool. Het mengen is het gevaarlijkste, want wrijvingswarmte kan voldoende zijn voor een explosie.

In Groot-Brittannië is enige tijd geleden een leraar ontslagen omdat hij tijdens een practicum het fijnwrijven van een buskruitmengsel in een stenen vijzel had laten uitvoeren, met desastreuze gevolgen.

De explosieve chemie van buskruit

De chemie van buskruit wijkt sterk af van de gewone reageerbuisscheikunde. Normaal gesproken ontstaat bij de verbranding van zwavel, zwaveldioxide. Maar bij vuurwerk ontstaat vreemd genoeg vrijwel geen zwaveldioxide. De temperatuur in brandend buskruit loopt op tot bijna 2000 °C, en dan gelden kennelijk heel andere regels.

De eerste die de scheikunde van buskruit goed heeft onderzocht, was Alfred Nobel. Hij was een buitengewoon knap scheikundige, die ten onrechte alleen maar bekend geworden is door zijn uitvinding van het dynamiet (en een veilige manier om het te gebruiken). Hij stelde vast dat de zwavel in buskruit voor een deel wordt omgezet in kaliumsulfaat. Samen met kaliumcarbonaat vormt dat de rook van vuurwerk. Maar hij ontdekte ook dat de meeste zwavel eigenlijk helemaal niet reageert: veel zwavel is na afloop als damp en rook tussen de resten terug te vinden. Onderzoek naar de gassen leverde nog meer opmerkelijke zaken op: het gasmengsel blijkt vooral uit koolstofdioxide en stikstofgas te bestaan, maar bevat ook tussen 10% en 15% koolstof-monooxide



(kolendamp).

Het is eigenlijk opmerkelijk dat buskruit nog steeds de belangrijkste grondstof voor vuurwerk is: het duurste bestanddeel (zwavel) wordt nauwelijks verbruikt, en er ontstaat een geweldige hoeveelheid overbodige en hinderlijke rook in plaats van gas. Het ontstaan van gas is namelijk belangrijk bij gebruik van buskruit. Dat bepaalt de toepassing ervan. Afhankelijk van het gebruik van het gas kun je vier soorten vuurwerk onderscheiden: knalvuurwerk, fontein, vuurpijlen, en mortierbommen.

Knalvuur: hoe harder hoe slechter

Bij rotjes en ander knalwerk is de functie van het gas duidelijk: er moet voldoende gas ontstaan om de gasdruk bij de hoge temperatuur zó te laten stijgen, dat de omhulling die druk niet kan weerstaan, en knapt. Omdat er altijd mensen zijn die hun grenzen (en die van hun oren) niet kennen, heeft de overheid een grens gesteld aan de geluidsterkte van knalvuurwerk.

Bengaals vuur: vuurrood en gifgroen

Bij Bengaals vuur, fontein en Romeinse kaarsen wordt de gasontwikkeling gebruikt om respectievelijk gekleurd vuur, sterretjes en lichtkogels omhoog te spuiten. Voor gekleurd vuur worden aan het mengsel voor vuurwerk (meestal sas genaamd) speciale zouten toegevoegd. Voor een fel rood brandende sas wordt een strontiumzout toegevoegd, voor een groene kleur een bariumzout. Voor een goede kleur is vrij veel daarvan nodig. Vooral de bariumzouten zijn schadelijk voor de gezondheid, met maar één uitzondering: bariumsulfaat. Dit is het enige bariumzout dat vrijwel onschadelijk is. Gelukkig komt door de zwavel in het buskruit een groot gedeelte van het barium in deze vorm vrij. De toegestane concentratie in lucht van de overige bariumzouten is slechts 0,5 milligram per m³. Het meest milieubelastend is dus groen Bengaals vuur.

Om te voorkomen dat het buskruit in fontein ontploft, wordt het heel vast in de huls geperst. Dit brandt veel trager dan los poeder.

Ook bij de derde vorm van vuurwerk, de vuurpijlen, wordt het buskruit vast aangestampt. Bovendien hebben de grotere vuurpijlen altijd een 'ziel', een spits toelopende holte van binnen. Hierdoor loopt de druk van het

ontstane gas geleidelijk op en komt de vuurpijl veel hoger. Bij bepaalde eenvoudige vuurpijlen zoals fluitpijlen is zo'n ziel niet echt nodig.

Ook achter het fluitconcert van fluitpijlen en gillende keukenmeiden blijkt scheikunde te zitten, en geen fluitje. Hoe het precies komt is nog steeds niet goed verklaard, maar er zijn stoffen die bij het ontleden voor een merkwaardige fluitende toon zorgen. Deze eigenschap komt voor bij natriumbenzoaat (het zout van benzeencarbonsuur) en natriumsalicylaat (familie van aspirine). De huls is maar voor een derde gevuld, en de lege ruimte dient als klankkast voor het versterken van het snelle 'knetteren' bij het ontleden van de kristalletjes.

Vuurwerkbommen

De hoogste vorm van vuurwerk, de vuurwerkbom of mortierbom, is hiervoor al besproken. Verwarrend genoeg wordt het begrip vuurwerkbom ook wel gebruikt voor een projectiel dat door mensen "die toch al niet tot tien konden tellen" wordt gevuld met kruit uit rotjes en strijkers. Het maken en aansteken van iets dergelijks is levensgevaarlijk en kost ondanks alle waarschuwingen elk jaar weer een aantal vingers en andere lichaamsdelen. Zo'n bom heeft niets te maken met het kunstige stuk siervuurwerk dat vuurwerkers maken.

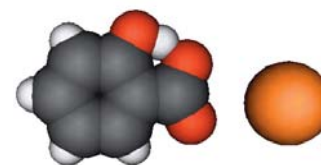
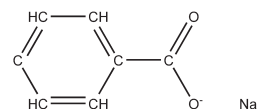
De zuurstof in vuurwerk

Bij gewone verbrandingsreacties, zoals van hout of papier, reageert de brandstof met zuurstof uit de lucht. Verbranding is een heftige reactie met zuurstof, waarbij vuurverschijnselen optreden. Er ontstaan gloeiende gasen, we zien vlammen. Maar voor een explosie is meer nodig. Als alleen zuurstof uit de lucht reageert, brandt de brandstof op van buiten naar binnen. Een explosie vraagt om plotselinge gasontwikkeling van binnenuit. Explosieve mengsels zijn daarom niet afhankelijk van zuurstofgas, maar bevatten een andere stof als zuurstofleverancier, zoals salpeter.

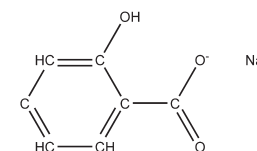
Salpeter, de zuurstofleverancier in buskruit, is een uitzonderlijke stof. Normaal kan de gebonden zuurstof in stoffen niet meer gebruikt worden voor verbrandingsreacties. Maar door een combinatie van nogal zwakke bindingen in salpeter en sterke bindingen in de stoffen die gevormd worden, is de zuurstof in salpeter wel beschikbaar voor verbrandingen.

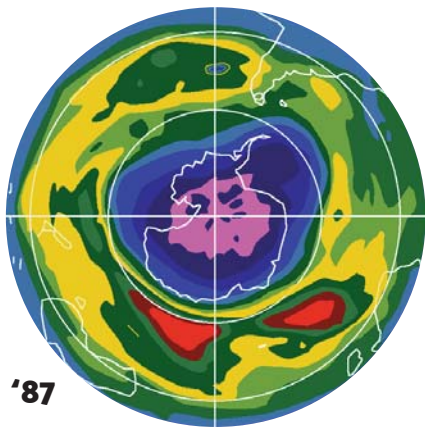


natriumbenzoaat

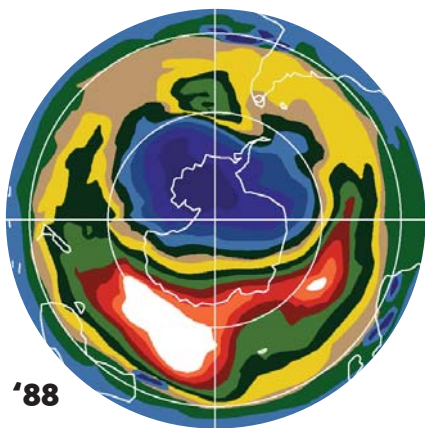


natriumsalicylaat





'87



'88



Lang was salpeter de enige bruikbare zuurstofleverancier. Pas in de vorige eeuw kwamen daar aarzelend nog een paar stoffen bij. Honderdvijftig jaar geleden ontdekte een Fransman, Bertholet, dat ook in chloraten de zuurstof niet al te vast gebonden zat. Dat bleek duidelijk bij zijn eerste grote proefneming: de ontdekking kostte hem z'n laboratorium en het leven van twee medewerkers.

Nog steeds wordt in luciferskoppen kaliumchloraat (KClO_3) gebruikt, maar in vuurwerk wordt het nauwelijks toegepast. Wel wordt in vuurwerk een verwante stof gebruikt: kaliumperchloraat (KClO_4). Reacties met een perchloraat verlopen heftiger en bereiken een hogere temperatuur dan die met salpeter. Daarom wordt het gebruikt bij fluitpijlen en bij (verboden) strijkers. Ook als er gekleurd licht moet ontstaan, is een hoge temperatuur nodig, want hoe hoger de temperatuur, hoe beter de kleuren van barium- en strontiumzouten tot hun recht komen. Zelfs in de stuwketten bij een Space Shuttle lancering wordt een perchloraat (NH_4ClO_4) als zuurstofleverancier gebruikt. De hoofdmotor gebruikt een nog sterkere stof: vloeibaar gemaakte zuurstof zelf.

Van levenslucht naar zuurstof

Tot in de achttiende eeuw was het gas zuurstof onbekend. Er waren trouwens helemaal geen gassen bekend; men kende alleen lucht. Wel was duidelijk dat er verschillende soorten lucht moesten bestaan, want in sommige soorten 'lucht' kon je minder goed ademen. Maar in de praktijk werden de woorden luchten, dampen, uitwasemingen en geesten gewoon door elkaar gebruikt voor alles wat ongreepbaar en niet verder te onderzoeken was.

De Zwitser Paracelsus was er duidelijk over. "Wat er in de lucht verdwijnt wordt chaos", zei hij en omdat scheikunde een ordelijk vak is, vond hij het onzin om zich daar mee bezig te houden. Grappig genoeg is het woord 'gas' van deze laatste uitspraak afgeleid. De Vlaamse onderzoeker Van Helmont was het namelijk niet met Paracelsus eens. Hij wist ook niet precies hoe 'geesten' in elkaar zaten, maar stelde voor om de verschillende luchten en geesten 'gas' te noemen - een variatie op Paracelsus' minachtende term 'chaos'. Dit Nederlandse woord is inmiddels in bijna alle talen overgenomen.

Het viel niet mee om gassen te onderzoeken, maar iedereen was het er over eens dat een van de gassen iets met vuur te maken had. Als iets brandt, zie je namelijk overduidelijk iets uit de brandstof komen in de vorm van vuur en vlammen. 'Flogiston' werd deze vuurstof gedoopt. De Duitse arts Stahl bouwde dit idee uit tot een prachtige theorie waarmee bijna alle verbrandingsverschijnselen konden worden verklaard. Het was de allereerste scheikundige theorie die werkte. Iedereen was enthousiast! Een klein probleempje was de massa. Als metaal brandt, zie je de flogiston met de vlammen eruit komen, maar het metaal wordt tegelijk zwaarder. Dus moest flogiston een negatieve massa hebben. Een kniesoor die daar op let bij zo'n mooie theorie. Een ander probleem was de Parijse belastinginspecteur Lavoisier. Die vond de hele flogistontheorie onzin. Volgens hem gaat bij een vlam juist een gas uit de lucht een verbinding aan met de brandstof.

Inmiddels is de afloop bekend: je hoort nooit meer over flogiston. De eerste echte scheikundetheorie was helaas fout. De ontdekking van zuurstof door de Engelsman Priestley gaf de doorslag. Lavoisier herkende Priestleys 'levenslucht' als aparte stof. Hij bewees door verdere proeven dat 'levenslucht' een bestanddeel is van zwavelzuur, fosforzuur en veel andere zuren en concludeerde hieruit dat alle zuren dit gas bevatten. Hoewel dat ook niet helemaal klopt, komt daar de naam zuurstof vandaan. Lavoisier bedacht voor 'levenslucht' de naam 'oxygène' = zuurvormer, dus zuurstof. Na een valse start met de flogistontheorie, begon de scheikunde met de ontdekking van zuurstof pas echt goed.

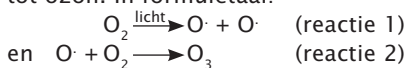
Ozon, een bijzondere vorm van zuurstof

Naast gewone zuurstof, met twee zuurstofatomen per molecuul, bestaat er ook ozon. Dit is een instabiel, blauw gas met een karakteristieke geur. De naam ozon ('de riekende') verwijst naar die geur.

Ozon is een bijzondere vorm van zuurstof. Een ozonmolecuul bevat drie zuurstofatomen, die een hoek van 117 graden vormen. Ozon kan gemakkelijk een zuurstofatoom afstaan; er blijft dan gewone, twee-atomige zuurstof over. Ozon is een nog sterkere oxidator dan zuurstof. Het kan

ziektekiemen doden en wordt daarom toegepast in zwembaden en bij de zuivering van drinkwater. Over de stof ozon worden vaak schijnbaar tegenstrijdige verhalen verteld. Soms wordt ozon een gevaarlijk, luchtvervuilend gas genoemd, maar je leest ook wel dat ozon het leven juist beschermt. Net als vuur en zuurstof heeft ook ozon twee kanten: enerzijds is het onmisbaar voor het leven, anderzijds is het (soms) levensgevaarlijk.

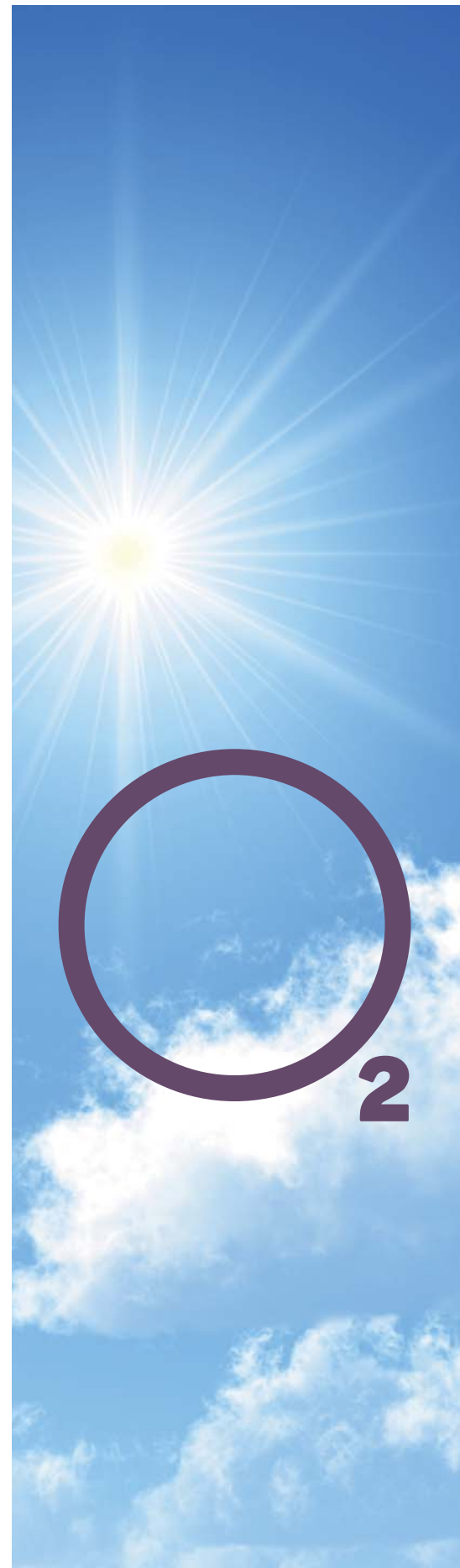
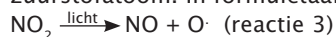
In de stratosfeer, tussen 10 en 40 km boven het aardoppervlak, ontmoet het licht van de zon de eerste moleculen van de aardse atmosfeer. Een molecuul overleeft een botsing met energierijk licht meestal niet. Licht heeft vaak zoveel energie dat elke atoombinding in een molecuul stuk gaat. Dat kost steeds een molecuul, maar zo komt dit energierijke licht niet op aarde. Dat geldt bijvoorbeeld voor licht dat natuurkundigen ultraviolet licht C noemen. Als een zuurstofmolecuul door dit soort licht getroffen wordt, splitst het zich in twee losse atomen, die op hun beurt met andere zuurstofmoleculen kunnen reageren tot ozon. In formuletaal:



In ozon zit een wat zwakkere binding dan in zuurstof, en ozon kan daarvoor al uit elkaar worden geslagen door licht met minder energie-inhoud: ultraviolet B. Bij elke effectieve botsing wordt energie van het licht opgenomen, en valt ozon weer uit elkaar. Dankzij ozon komt een groot deel van het ultraviolet B niet meer op aarde. Met een bruine huid of met zonnebrandmiddelen kunnen we ook het laatste restje tegenhouden. Het gebied met vrij veel ozon wordt wel de ozon-laag genoemd, maar eigenlijk is dat wel een groot woord voor dat kleine beetje lucht dat er zit. De luchtdruk is er zo laag, dat we dat op aarde gewoon vacuüm zouden noemen. Metingen van dat kleine beetje ozon op 30 km hoogte zijn dan ook erg lastig, en worden pas de laatste tientallen jaren gedaan. In die tijd is de ozon-concentratie nogal afgenomen, maar we weten niet zeker of dat een normale schommeling is of niet.

Als de afname abnormaal is, en de mens er de hand in heeft, hebben we in elk geval wel een mogelijke oorzaak: de ideale oplosmiddelen die in de jaren 60 werden bedacht: CFK's.

CFK's waren de meest veilige stoffen die je kon bedenken: absoluut niet giftig, ze tasten geen andere materialen aan, ze zijn niet explosief, niet brandbaar, kortom: ideaal. Maar juist door deze ideale eigenschappen reageren ze nergens mee, worden niet afgebroken en komen langzamerhand steeds hoger in de atmosfeer terecht. Daar worden ze door ultraviolet licht stukgemaakt, waarna de brokstukken voor de afbraak van ozon kunnen zorgen. Ook al weten we niet zeker of de afname van de ozonconcentratie (ozongat zeggen we voor het gemak) hierdoor komt, we kunnen het ons niet veroorloven om te wachten tot we het wel zeker weten. Als we nu stoppen, zal de hoeveelheid CFK hoog in de atmosfeer nog jarenlang toenemen omdat de stof niet op een andere manier weggaat. Dus is het beter om zo snel mogelijk op te houden met het gebruik van CFK's, de oplosmiddelen die het slachtoffer zijn geworden van hun te ideale eigenschappen. Ozon in de stratosfeer beschermt ons dus. Hoe zit het dan met de schadelijkheid van ozon? Laten we eens kijken naar de luchtlaag waarin wij leven, de troposfeer. In deze laag, tussen 0 en 10 km boven het aardoppervlak, zit het meeste gas van onze dampkring: 90% van de totale gasmassa. Hierin ademen we, en lozen we onze afvalgassen. Omdat de bovenliggende luchtlagen de meeste zonnestraling absorberen, bereikt maar weinig straling de troposfeer. Bovenin deze luchtlaag is het dan ook zeer koud, -60 °C is niet ongewoon. Water en wateroplosbare stoffen kunnen de troposfeer niet uit: wat te ver omhoog stijgt koelt af en komt in vaste of vloeibare vorm als neerslag weer omlaag. Doordat de aarde de lucht vlak boven haar oppervlak opwarmt, ontstaan luchtstromingen die het klimaat bepalen (wind!). In de troposfeer zit van nature weinig ozon (10-81 mg/m³). Er is te weinig zonlicht om ozon uit zuurstof te vormen, zoals dat in de stratosfeer gebeurt. Reactie (1) verloopt hier niet. Maar er kan wel ozon ontstaan bij reacties tussen stikstofoxiden en zuurstof. Stikstofoxiden ontstaan bij onweer of door werking van micro-organismen. Het zonlicht in de troposfeer kan de stikstof-zuurstof binding in stikstofdioxide wel verbreken. Als dit gebeurt, ontstaan stikstofmonoxide en een los zuurstofatoom. In formuletaal:



Het losse zuurstofatoom kan met een zuurstofmolecuul reageren tot ozon (reactie 2). Stikstofmonoxide kan met zuurstof weer stikstofdioxide vormen, en dan begint het proces van voren af aan. Met een klein beetje stikstofmonoxide kan dus een vrij grote hoeveelheid ozon ontstaan. En hier beginnen de problemen. In automotoren wordt een beetje NO gevormd, en ook in energiecentrales. Vaak geldt: hoe hoger de temperatuur, hoe hoger het rendement, maar helaas ontstaat bij hogere temperatuur steeds méér NO. Ook in huis wordt in allerlei apparaten een klein beetje NO gevormd. Zelfs de mens blijkt een beetje NO te vormen, zoals onlangs bekend werd. Al dit NO kan in de lucht ozon vormen.

Een concentratie van 400 mg/m³ is te ruiken, en boven 600 mg/m³ veroorzaakt ozon irritatie van ogen, neus, keel en luchtwegen, en verder hoofdpijn, misselijkheid en benauwdheid. Een bekend voorbeeld is de smog in Los Angeles, waar ozon een hoofdbestanddeel van uitmaakt. De stikstofmonoxide uit de uitlaatgassen van de vele auto's die daar rondrijden bleek verantwoordelijk voor het ontstaan van die ozon.

Hetzelfde gas dat op grote hoogte, in de stratosfeer, het leven beschermt, is dus dichtbij, in de troposfeer, een vervuiler. Alleen de plaats bepaalt of ozon vriend of vijand is.

Zuurstof, een radicale verandering

Van alle atomen op aarde komen zuurstofatomen het meeste voor. Ze zitten gebonden in water, zand, kool-

stofdioxide en andere verbindingen. Maar wat heel uitzonderlijk is: ook in de dampkring van de aarde komt zuurstofgas voor. Bij alle andere planeten is de hoeveelheid zuurstofgas verwaarloosbaar klein, in onze atmosfeer 20%.

De hoge concentratie zuurstof die nu in onze dampkring voorkomt, is ontstaan door het leven zelf. In de loop van de evolutie ontstonden levensvormen die energie van het zonlicht konden opslaan door fotosynthese. Dat had enorme voordelen voor deze organismen: de fotosynthese is één van de beste methoden om energie op te slaan. Als bijproduct van de fotosynthese ontstond zuurstof, en alle levensvormen die zich niet zo snel konden verdedigen tegen dit gifgas gingen dood. Bovendien werd door de geproduceerde zuurstof een ozonlaag gevormd, die bescherming bood tegen de schadelijke UV-straling. Maar organismen die vroeg in de evolutie het 'gifgas' zuurstof gingen afscheiden, moesten er zelf wel tegen bestand zijn. Er ontstonden steeds meer levensvormen die niet meteen door de zuurstof het loodje legden en uiteindelijk ontstonden zelfs zuurstofafhankelijke organismen, zoals wij. Afhankelijk van een dodelijk gif. Zuurstof is zo gevaarlijk door de tomeloze energie waarmee het reageert. Biochemici verbazen zich er over hoeveel geraffineerde trucs het leven moet toepassen om de schade door zuurstof binnen de perken te houden.

Dood door zuurstof

Iemand die veel weet over de gedragingen - en misdragingen - van zuurstof in ons lichaam, is Prof. Aalt Bast, hoogleraar moleculaire farmacologie aan de Vrije Universiteit. We hebben hem gevraagd wat nu eigenlijk het gevaar van zuurstof is. Leven we dankzij zuurstof, zoals we bij biologie hebben geleerd, of leven we ondanks zuurstof?

"Allebei. We leven dankzij de energie die verbranding met zuurstof oplevert, maar we komen er steeds meer achter dat deze langzame verbranding bij een temperatuur die niet boven 37 °C mag komen, voor het leven een erg gevaarlijk proces is. Zuurstof reageert ook op allerlei plaatsen in ons lichaam waar dat niet de bedoeling is. Dit soort reacties merken we overigens ook in de dagelijkse praktijk om ons heen: boter wordt



ranzig, lakverf hardt na het verven uit en rubber wordt bros. De moleculen van de genoemde stoffen bestaan uit lange koolstofketens met dubbele bindingen erin. Celwanden bestaan uit net zulke moleculen, en moeten dan ook voortdurend gerepareerd worden om te voorkomen dat ze uitharden en bros worden. Nog veel ernstiger is de schade aan het erfelijk materiaal, het DNA. Dit materiaal, dat als de centrale computer alle werkzaamheden in de cel bestuurt, wordt onophoudelijk door zuurstof beschadigd. Dat weten we doordat onlangs bleek dat de vervangen onderdelen uit beschadigde DNA-moleculen terug te vinden zijn in de urine. Je kunt dan uitrekenen dat het DNA van elke cel in het lichaam ongeveer elke minuut een keer defect raakt. Koortsachtig zijn reparatie-enzymen bezig, om tussen het normale bedrijf van het DNA door, de beschadigingen op te sporen en te herstellen. Het is onvoorstelbaar dat dit bijna altijd weer lukt. Bijna, want niet alle fouten worden gevonden. Het is vechten tegen de bierkaai. In de loop van de jaren gaat de celreparatie moeizamer. Cellen, processen en zelfs organen vallen uit, en na 80, 100 jaar is het lichaam letterlijk opgebrand. Als er geen ernstige ziekte tussenkomt, overlijdt iemand dan gewoon van ouderdom. Maar je zou ook kunnen zeggen: door chronische, langdurige, zuurstofvergiftiging.”

Reactieve radicalen

Op de afdeling van prof Bast houden veel werkgroepen zich bezig met de manier waarop het lichaam zich tegen zuurstof beschermt. Daarvoor moet precies bekend zijn hoe de schade door zuurstof ontstaat.

Prof Bast: “Zuurstof wordt in het lichaam stapsgewijs omgezet in water. Daarbij is de eerste stap al direct een erg gevaarlijke. Er wordt een zuurstof-radicaal gevormd, een zuurstof-molecuul met één extra elektron. In formule: O_2^- : O-twee min-punt. Met die punt wordt in de scheikunde een los elektron aangegeven. Dat maakt van het molecuul een radicaal, een zeldzaam en bijzonder reactief deeltje. Normaal komen elektronen namelijk alleen in stabiele paren voor. Het O_2^- deeltje is veel agressiever dan gewone zuurstof. Waarschijnlijk is het dit deeltje dat verantwoordelijk is voor de schade aan DNA en andere belangrijke moleculen. Het lichaam beschikt gelukkig over een aantal stoffen die

deze zuurstofradicalen onschadelijk kunnen maken. Bijvoorbeeld vitamine C en vitamine E. In een aantal werkgroepen aan de VU wordt onderzoek gedaan naar de werking van deze vitamines.

Maar het lichaam profiteert ook van de gevaren van radicale zuurstofdeeltjes. Fagocyten (witte bloedlichaampjes) sporen bacteriën en andere ongewenste indringers op. Dan maken ze zuurstofradicalen en bestoken daar de celwand net zo lang mee, dat de celwand stuk ‘brandt’ en de bacterie dood gaat. De fagocyten beschikken daarmee over gevaarlijke wapens, en deze kunnen -zoals alle wapens- gemakkelijk op een verkeerde manier gebruikt worden.

Soms maken de fagocyten een fatale vergissing. Bijvoorbeeld bij de bestrijding van asbestvezeltjes. Deze vezeltjes zijn eigenlijk ongevaarlijk voor het lichaam. Toch proberen fagocyten deze deeltjes op te ruimen met zuurstofradicalen, maar dat helpt niet: asbestvezels zijn daar ongevoelig voor. De onophoudelijke, grote hoeveelheid radicalen maakt de kans op schade aan cellen in die omgeving veel groter dan elders. Na jaren kan bij sommige cellen uiteindelijk het delingsmechanisme in de war raken. Zo kan een kankergezwel ontstaan. Waarschijnlijk zullen in de toekomst nog wel meer ‘onschuldige’ stoffen worden gevonden die kankerverwekkend zijn omdat de fagocyten ze niet als onschuldig herkennen.

Onderzoek naar andere ontsporingen van de fagocyten staat nu erg in de belangstelling. Bij sommige ernstige ziekten (zoals na een hartinfarct), en zware operaties of vergiftigingen, kunnen de fagocyten zo in de war raken, dat ze ook het eigen lichaamsweefsel bestoken met zuurstofradicalen. Op dit moment worden er nieuwe geneesmiddelen gemaakt, die de schadelijke effecten van de zuurstofradicalen in dit soort situaties kunnen voorkomen.

De zuurstofradicalen zelf zijn vrijwel niet aan te tonen, maar als er veel radicalen zijn, kan ook waterstofperoxide gevormd worden. In sommige ernstige situaties bevat het bloed zoveel waterstofperoxide, dat het zelfs in de uitgeademde lucht is te meten. Dit is dan een teken dat het wankel evenwicht tussen zuurstof als energieleverancier en zuurstof als krachtig afweersysteem op een levensgevaarlijke manier is verstoord.”

