

LOOD

1. **Inleiding**
2. **Atomaire eigenschappen**
3. **Ontginning**
4. **Toepassingen**
 - **Lood-batterij**
 - **Anti-klop in benzine**
 - **Bescherming tegen Radio-actieve straling**
5. **Het gevaar van lood**
6. **Besluit**
7. **Bronnen**

1. Inleiding



In dit werkje willen we de voornaamste eigenschappen en verbindingen van het element lood (Pb) aan bod laten komen. Lood behoort tot de groep IVa, waartoe ook onder andere koolstof en tin behoren, en de 6^{de} periode. De elektronenconfiguratie van lood = $[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$. Lood is al zeer lang bekend en waarschijnlijk een van de eerste metalen dat bewerkt werd wegens het feit dat het veel voorkomt aan aardoppervlak en tevens zeer makkelijk bewerkt kan worden. Er zijn aanwijzingen dat lood al gebruikt wordt van 5000-4500 v. Chr. Nu nog steeds kent dit metaal talrijke toepassingen, waarvan we de belangrijkste bespreken. Lood wordt in het periodiek systeem aangeduid met de letters Pb, deze zijn afkomstig van het Latijnse woord voor lood nl. Plumbum. Het Nederlandstalige *lood* komt van het Angelsaksische (en ook Engelse) *lead*, dit woord is waarschijnlijk afgeleid van het Keltische woord 'loud' wat roodachtig betekent daar loodoxide rood is.

2. Atomaire eigenschappen

Lood is een element uit groep IVa, maar het is tegenstelling van koolstof en silicium is het wel een metaal, evenals Germanium en tin. Lood is echter een veel zachter metaal dan tin en Germanium. Door legeringen echter met andere metalen kan met het echter harder maken vb. type metaal, een legering van tin, Antimoon, lood en soms een hoeveelheid koper, en solder, legering van helft lood en helft tin (deze worden voornamelijk gebruikt als kabelbedekking). Als we lood vergelijken met de andere elementen van de groep dan valt de stijgende lijn zeker op in de dichtheid. Het feit dat lood zo'n grote dichtheid heeft kan men door 2 zaken verklaren. Ten eerste heeft het een hoog atoomnummer en zodoende een grote relatieve atoommassa nl. 207,20 g/mol en bovendien zijn de metaalatomen gerangschikt in een dichte kubus structuur. Ook de atoomstraal neemt toe binnen de groep terwijl het smeltpunt

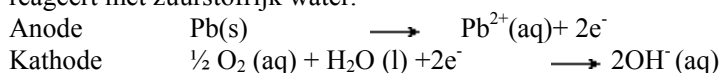
Atoomnummer	82	Atoommassa	207,20 g/mol
Dichtheid op 293 K	11,34 g/cm ³	Atoomvolume	18,17 cm ³ /mol
Smeltpunt	600,702 K	Kookpunt	2024 K
1 ^{ste} Ionisatiepotentiaal	715,60 kJ/mol	Oxidatiegetal	+2, +4
2 ^{de} Ionisatiepotentiaal	1450,40 kJ/mol	Elektronenconfiguratie	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$
3 ^{de} Ionisatiepotentiaal	3081,50 kJ/mol	Atoomstraal	175
Elektronegativiteit (Pauling)	1,9	Elektronegativiteit (Allred en Rochov)	1,55
Warmtegeleiding	35,3 W/m.K	Elektrische weerstand	20,6 $\mu\Omega\text{cm}$
Smeltwarmte	5,1 kJ/mol	Verdampingswarmte	177,8 kJ/mol
Kristalstructuur	Kubus		

daarentegen daalt. Lood heeft een voorkomen in de aarkorst van 0,0013 % en in de de oceanen treft men $3 \cdot 10^{-5}$ mg/l aan. Dit lijken kleine hoeveelheden maar als men echter dit vergelijkt met bijvoorbeeld andere metalen als kwik en zink dan is dit percentage nog redelijk groot.

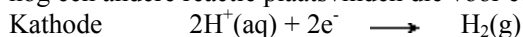
Opmerkelijke eigenschappen

Bijzonder is zeker het feit dat lood bij kamertemperatuur slecht de elektrische stroom geleidt maar bij 7,2 K echter een supergeleider wordt, dit wil zeggen dat het geen weerstand meer zal bieden aan de elektrische stroom. Lood is tevens een amfotere stof, dit wil zeggen dat naargelang van de omstandigheden het zuur of basisch kan reageren. $\text{Pb}(\text{OH})_2$ zal als base reageren in zuur milieu, en H_2PbO_2 zal als zuur reageren in basisch milieu.

Een andere opmerkelijke eigenschap is dat het zeer corrosie bestendig is alhoewel het metaal wel kan oplossen in water. Volgende halfreacties maken duidelijk wat er gebeurt als lood reageert met zuurstofrijk water.



In sterk zuur milieu kan er echter nog een ander kathodische reactie plaatsvinden, kan ook nog een andere reactie plaatsvinden die voor een loodtoevoer zorgt, namelijk,



Hierdoor komen er loodionen in het water, en alles hangt er dan vanaf of de gevormde verbinding oplosbaar is in water. In vele gevallen worden verbindingen gevormd die meteen neerslaan en zo een beschermend filmpje vormen op het pure lood. Dit betekent uiteraard niet dat er nooit geen lood wordt opgelost in water. Er kunnen ook een aantal oplosbare verbindingen gevormd worden en ook bij een zeer lage pH kan er wel eens veel lood beschikbaar komen. Ook zal lood reageren met lucht ter vorming een lood-oxide laag, die voor een donkere kleur zorgt. Deze film beschermt het metaal tegen in eerste instantie tegen verdere oxidatie en corrosie, maar de laag kan ook verder reageren met CO_2 met vorming van loodcarbonaatlaag ook wel eens patina genoemd. Die het metaal dan ook verder zal beschermen. Door deze reacties zal lood redelijk goed bestendig zijn tegen corrosie en verder oxidevorming, al kunnen er toch oplosbare loodverbindingen gevormd worden.

En een laatste speciale eigenschap van lood, ook in vergelijking met de andere elementen van zijn groep, zijn de verschillende isotopen, maar slechts 3 ervan zijn stabiel, de rest zal aanleiding geven tot verschillende straling. Wat wel opvalt, is het feit dat de halveringstijd van alle isotopen redelijk lang is. De meeste van deze isotopen zijn eindproducten van series van andere radioactieve stoffen zo is ^{206}Pb een eindpunt van een uranium reeks, ^{207}Pb het einde van een actinium reeks en ^{208}Pb voor een thorium reeks.

Lood

Isotopen	halftijd	straling	afbraakproduct	Abundantie
Pb-202	53000 jaar	EC// α	^{202}Ti // ^{198}Hg	
Pb-203	2,16 dag	EC	^{203}Tl	
Pb-204	$1,4 \times 10^{17}$	α	^{200}Hg	1,48%
Pb-205	$1,53 \times 10^7$	EC	^{205}Tl	
Pb-206	stabiel met 124 neutronen	-----	-----	23,60%
Pb-207	stabiel met 125 neutronen	-----	-----	22,60%
Pb-208	stabiel met 126 neutronen	-----	-----	52,30%
Pb-209	3,25 uur	β^-	^{209}Bi	
Pb-210	22,3 jaar	β^- // α	^{210}Bi // ^{206}Hg	
Pb-211	36,1 minuten	β^-	^{211}Bi	
Pb-212	10,64 uur	β^-	^{212}Bi	
Pb-214	27,0 minuten	β^-	^{214}Bi	

Verbindingen van lood

Lood kan oxidatiegetal +2 of +4 hebben en kan zodoende met verschillende stoffen verbindingen aangaan. Hieronder geven we een overzicht van de voornaamste en vermelden we tevens kort een aantal van hun industriële toepassingen.

Lood kan interageren met O, ter vorming van verschillende oxides. Een eerste belangrijke oxide is PbO dat oa gebruikt als verf pigment en in glas. Andere belangrijke oxiden zijn Pb₃O₄ dat werd gebruikt als rood-bruin verfpigment, Pb₂O₃ en PbO₂ dat nu nog steeds wordt gebruikt in de lood-batterijen.

Onder natuurlijke omstandigheden zal lood vaak een binding aangaan met zwavel ter vorming van PbS of galena. Verder kan lood reageren met waterstofnitraat ter vorming van Pb(NO₃)₂. Deze verbinding is belangrijk in vuurwerk. Tevens kan het ook met halogenen, zoals chloor reageren ter vorming van PbCl₂ en PbCl₄. Een aantal andere belangrijke verbindingen zijn PbH₄, lood arsenaat of (Pb₃(AsO₄)₂), dat als insecticide werd gebruikt, PbSiO₃, dat gebruikt wordt in glas, rubber en verf, en Pb(CH₃CO₂)₂, dat zeer giftig is. Een andere verbinding nl. loodhydroxycarbonaat of Pb₃(OH)₂(CO₃)₂ werd ook talrijk gebruikt als wit verfpigment.

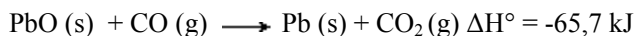
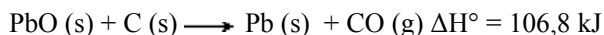
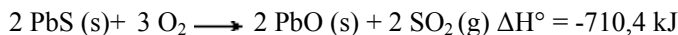
3. Ontginning

Ongebonden lood is dus vrij zeldzaam in de aardkorst. Meestal komt het echter voor onder de vorm van galena of galeniet nl. loodsulfide (PbS). Naast deze vorm wordt het ook aangetroffen in ertsen met zink, zilver en koper. Ook in de mineralen cerussiet of loodcarbonaat (PbCO₃), angelsiet of loodsulfaat (PbSO₄) en minim (Pb₃O₄) is lood aanwezig. Lood wordt voornamelijk ontgonnen in Australië, Rusland, Canada, China, Verenigde staten, Peru en Mexico.



Figuur galena

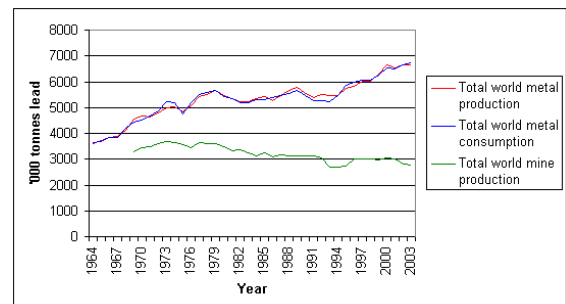
Men kan zuiver lood gemakkelijk verkrijgen door verbranding van een blok galena gevolgd door een reductie, zoals aangegeven in onderstaande vergelijkingen



Door deze techniek kan met tot zeer zuiver lood bekomen tot 99.99% zuiver.

4. Toepassingen

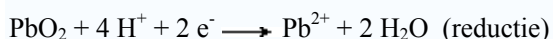
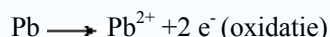
Lood was en is nog altijd wereldwijd zeer belangrijk voor de industrie. In 2004 werd er 3066000 ton ontgonnen in de mijnindustrie. In het totaal werd ongeveer 6777000 ton metaal gemaakt en 6969000 ton lood werd gebruikt voor consumptie. Alhoewel de ontgonnen hoeveelheid daalde, bleef de totale metaal consumptie sterk toenemen. Lood wordt dan ook gebruikt voor talrijke industriële toepassingen. De belangrijkste toepassing van lood is het gebruik in de lood-zuur batterijen (80%). Verder wordt lood nog



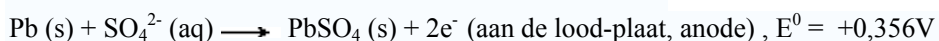
gebruikt in in munitie (6%) en in glas en keramiek voor het geven van een metaalglans (3%) en talrijke andere toepassingen. Zoals het gebruik van lood in glasramen, als dakbedekking, om geluiden en trillingen te absorberen en zeker ook als bedekking van draden ter bescherming van corrosie.

- *Gebruik van lood in oplaadbare batterijen*

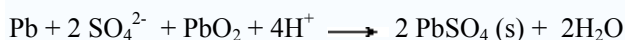
In oplaadbare batterijen wordt lood als elektrode gebruikt. Een loodbatterij bestaat uit Pb- en PbO₂-platen omgeven door een geconcentreerde H₂SO₄-oplossing. Hierbij wordt gebruikt gemaakt van volgende redoxreacties die lood kan ondergaan.



Dit leidt tot volgende halfreacties.

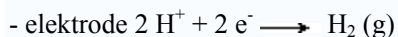


De algemene redox-reactie in deze batterij is als volgt. De reactie loopt spontaan naar de rechter kant. Bij opladen loopt de reactie echter omgekeerd. Bij het ontladen van de batterij zal de hoeveelheid zwavelzuur dalen.

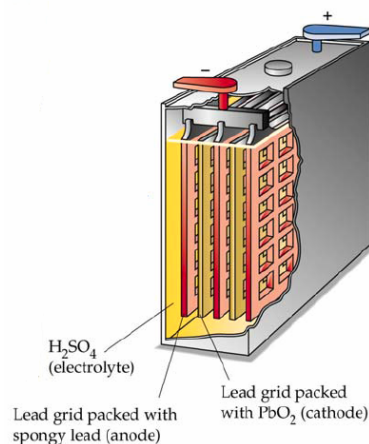


$$E_{\text{cel}} = E_{\text{kathode}} + E_{\text{anode}} = 1,685 \text{ V} + 0,356\text{V} = 2,041 \text{ V}.$$

Deze batterij wordt onder andere gebruikt in een auto-accu (12V) waarbij 6 van dergelijke batterijen worden gebruikt. Het grote voordeel van deze batterij is het feit dat hij heropgeladen kan worden. In een auto gebeurt dit door middel van een alternator, aangedreven door de motor. Hierbij wordt loodsulfaat terug omgezet naar lood en loodsulfaat naar looddioxide. Er kan wel een probleem ontstaan indien de batterij te snel wordt opgeladen want dan kan water splitsen in H₂ en O₂ en zodoende vermindert de levensduur van de batterij.



Dit probleem kan echter verminderd worden door calcium toe te voegen.

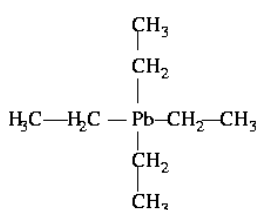


- *Ter bescherming tegen radioactieve stralen*

Omdat lood goede bescherming biedt tegen gammastraling en x-stralen worden loden omhulsels vaak gebruikt om radioactieve bronnen veilig te bewaren. De mate waarin een element straling tegenhoudt wordt naast de dichtheid ook bepaald door de “mass attenuation coefficient”, voor lood is deze zeer hoog, in het bijzonder voor stralen met hoge energie zoals x-stralen. Dit komt omdat door het hoge atoomnummer (82) er zich veel elektronen rond de kern bevinden en deze kunnen de gamma stralen en de x-stralen tegenhouden.

- *Antiklop-middel in benzine*

Meer dan 15 jaar geleden werd lood ook nog gebruikt in benzine. Een belangrijke eis die we aan benzine stellen is dat het niet spontaan ontploft bij een hoge druk. We willen dat het rustig verbrandt zonder de motor te beschadigen. In welke mate de benzine hieraan voldoet, noemen we de klopvastheid van de benzine, uitgedrukt door het octaangetal. Tot 1990 voegde men tetraethyllood toe om die klopvastheid te verhogen. In deze molecule is lood vier keer covalent gebonden aan ethyleen, deze binding is echter vrij zwak. Eens de molecule in de cilinder komt, splitsen de ethyleengroepen eraf en wordt er PbO gevormd. Het zijn echter de losgekomen ethyleengroepen die ervoor zorgen dat er in hun omgeving geen enkele explosie plaatsvindt, wat ervoor zorgt dat de benzine op een gecontroleerde manier verbrandt.



Wegens het stijgende verbruik van benzine de laatste eeuw, zorgde dit voor een enorme loodvervuiling. De zware deeltjes vielen namelijk meteen op de grond, de lichte kwamen in de atmosfeer. Het vrijgekomen lood komt zo terecht in de mens en andere organismen en dus in de hele voedselketen. Iedereen draagt dus de gevolgen. Vandaar dat in 1990 verplicht moets overschakelen naar andere stoffen (vb. MTBE, methyl tertiary-butyl ether) met een bovendien nog beter effect op de benzine.

5. Gevaar van lood

Tot hiertoe kwamen er steeds erg interessante toepassingen van lood aan bod. In het volgende deel komen er nog enkele toepassingen aan bod, maar zal duidelijk worden dat lood zoals alles ook een achterzijde van de medaille heeft.

De gevolgen van loodintname zijn namelijk zeer uitgebreid. Bloedarmoede, nierbeschadiging, hersenbeschadiging, steriliteit, een verhoogde bloeddruk en gedragsstoornissen zijn maar enkele van de vele zware gevolgen van loodvergiftiging. 1 mg per dag kan hiervoor al genoeg zijn. Bij extreme concentraties kan het zelfs tot de dood leiden. Lood kan zelfs bij zwangere vrouwen via de placenta van de moeder in de foetus terechtkomen en daar ernstige schade toebrengen aan het zenuwstelsel en vooral de hersenen. In sommige gevallen, kan het zelfs tot een miskraam leiden. Jonge kinderen zijn vooral zeer kwetsbaar voor loodvergiftiging. Hun hersenen zijn namelijk in volle ontwikkeling, en dit kan ertoe leiden dat ze als gevolg van lood hersenstoornissen krijgen. Dit staat bekend als saturnisme. Lood is ook in staat om aan een rode bloedcel te binden. Op deze manier wordt het vervoerd naar tal van plaatsen in het lichaam; zacht weefsel, de tanden, beenderen en de hersenen! Daar wordt het dan vervolgens opgehoopt, met vaak dramatische gevolgen. Buiten het effect op de hersenen en andere weefsels kan lood ook hemoglobine aantasten en anemie veroorzaken.

Hoewel lood niet deel uitmaakt van ons dagelijks menu, zijn er heel wat wegen waarlangs het ons lichaam kan binnendringen.

Vroeger was de waterleiding één van de belangrijkste wegen. Al sinds de tijd van de Romeinen worden loden waterleidingen gebruikt en ook vandaag zijn er nog heel wat

waterleidingen in lood. En omdat het dus mogelijk is, zoals vermeldt in het deel over corrosie, dat er lood-ionen of verbindingen oplossen in water, is het gebruik van lood in waterleidingen bij ons nu verboden en worden de leidingen systematisch te vervangen door bijvoorbeeld koperen buizen. Volgens sommigen zouden de loden waterleidingen overigens een belangrijke reden zijn geweest voor de ondergang van het Romeinse Rijk. Zoals al vermeldt bij de toepassingen, zorgde lood in benzine ook voor talrijke loodvervuiling, maar dit is nu gelukkig verboden.

Een iets kleinere, maar lokaal wel belangrijke bron is ook de aanwezigheid van lood in de rook van sigaretten (1µg lood per sigaret). Vooral voor de persoon zelf zijn de gevolgen hier belangrijk. Ook door het gebruik van lood in de industrie komen er belangrijke hoeveelheden lood in de voedselketen. Lood is dus, wegens de vele maatregelen nog niet uit ons leefmilieu weg te denken. Het komt ons lichaam via water, voedsel en de lucht binnen. Van het ingeademde lood wordt 40% geabsorbeerd, terwijl van het lood in het spijsverteringskanaal passeert slechts 5% wordt geabsorbeerd.

Buiten het gevaar door directe inname, kan lood zich ook accumuleren in fytoplankton en zo de primaire producenten, die nodig zijn om alle ander leven in stand te houden beïnvloeden. Zo zien we bijvoorbeeld dat er in 1996 8,50 microgram lood per liter in de Schelde zat. Het loodgehalte in de voedselketen kan dus wel teruggedrongen worden, maar het is duidelijk dat er steeds sporen zullen achterblijven.

6. Besluit

Lood heeft talrijke industriële toepassingen onder andere het gebruik in de loodbatterij. Maar deze economische voordelen wegen zeker niet op tegen de talrijke ecologische nadelen en daarom is het belangrijk dat de overheid en industrie steeds meer moeite doen om ofwel de recyclage van lood te stimuleren ofwel over te schakelen op andere milieu- en mensvriendelijker producten.

7. Bronnen

McMurry, Fay, *Chemistry*, 2004, Pearson Education International, New Jersey
Holtzclaw, Henry F.; Robinson, William; Nekergall William, *College Chemistry, Qualitative Analysis*, 1984, Health and Company, Toronto

<http://www.ilzsg.org/ilzsgframe.htm>
<http://minerals.usgs.gov/minerals/pubs/commodity/lead/>
www.vanderkrogt.net/elements/lead/pb.html
<http://minerals.usgs.gov/minerals/pubs/commodity/lead/>
<http://www.leadinfo.com/FACTS/facts1.html>
<http://www.ancientroute.com/resource/metal/lead.htm>
<http://www.lennotech.com/lood.htm>
<http://www.key-to-metals.com/Article10.htm>
<http://www.ldaint.org/factbook/chapter2.pdf>