

1 Niet metalen en afgeleide stoffen

1.1 Waterstofgas = Diwaterstof = H₂

H₂ is bij normale druk en temperatuur een kleurloos, reukloos en smaakloos gas. Het is het lichtste gas dat er bestaat; de relatieve dichtheid t.o.v. lucht bedraagt slechts 0,070.

Chemische eigenschappen

- H₂ is zeer brandbaar. Een mengsel van H₂ en lucht wordt *knalgas* genoemd.
- Het reageert ook met andere niet-metalen met vorming van HX (X = halogeen), H₂S en NH₃.
- H₂ is in staat metaaloxiden (zoals CuO en Fe₃O₄) te reduceren tot metalen.
- Het oxideert metalen uit groepen Ia en IIa met vorming van hydriden.
Bijv.: $2 \text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NaH}$
- Het hydrogeneert (meestal m.b.v. een katalysator) onverzadigde organische stoffen.
Bijv.: $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$

Bereiding

- Reactie van water met een sterk reducerend metaal
Bijv.: $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$
- Reactie van een metaal (uitgez. edelmetalen) met een waterige oplossing van een zuur
Bijv.: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- Elektrolyse van een zure waterige oplossing. Aan de kathode wordt H⁺ gereduceerd tot H₂.
- Elektrolyse van waterige oplossingen van zouten van onedele metalen. Aan de kathode wordt H₂O gereduceerd tot H₂.
- Reactie van sommige hydriden met water
Bijv.: $\text{CaH}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{H}_2$
- Reactie van gloeiende cokes met oververhitte stoom: $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$.
Het bekomen gasmengsel wordt *watergas* genoemd.

1.2 Halogenen en halogeenvverbindingen

Halogenen zijn elementen uit groep VIIa (= groep 17). Het betreft dus F, Cl, Br en I, die algemeen worden voorgesteld door X.

1.2.1 De halogenen als enkelvoudige diatomische stoffen = X₂

Eigenschappen

- Fysische eigenschappen:

	aggregatietoestand bij n.o.	kleur
F ₂	gas	bleekgeel
Cl ₂	gas	groengeel
Br ₂	vloeibaar (zeer vluchtig)	roodbruin
I ₂	vast, kristallijn, sublimeert	grijszwart

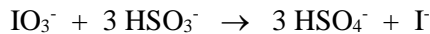
- Het oxiderend vermogen neemt af van F₂ naar I₂ (verdringingsreeks)
- Alle halogenen zijn bijzonder giftig in gas- of dampvorm.

Bereiding

- De bereiding steunt meestal op de oxidatie van het halogenide-ion door een geschikte oxidator.
Bijv.: $2 \text{Cl}^- + \text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- Aangezien F_2 zelf de krachtigste oxidator is, kan het niet bekomen worden door chemische oxidatie van F^- . Het wordt commercieel verkregen door elektrolyse van KF in watervrij HF:



- De industriële bereiding van Cl_2 gebeurt door elektrolyse van een NaCl-smelt of -oplossing.
- Br_2 kan worden bekomen door Br^- te oxideren met Cl_2 .
- De voornaamste bron voor de I_2 -bereiding zijn de jodaten. In een jodaatoplossing wordt een deel van de IO_3^- -ionen gereduceerd door HSO_3^- -ionen:



De gevormde I^- -ionen reduceren de resterende IO_3^- -ionen:



Belangrijkste reacties met halogenen

- $\text{X}_2 + 2 \text{X}'^- \rightarrow \text{X}'_2 + 2 \text{X}^-$ (als X een sterkere oxidator is dan X')
- Reactie met nagenoeg alle metalen met vorming van metaalhalogeniden
Bijv.: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$
- $\text{H}_2 + \text{X}_2 \rightarrow 2 \text{HX}$
- $2 \text{P} + 3 \text{X}_2 \rightarrow 2 \text{PX}_3$
- $\text{X}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{HX} + \text{S}$
- $\text{X}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HX} + \text{HXO}$ (niet met F_2 en I_2). Het gevormde HXO ontbindt in $\text{HX} + \text{O}$
Bijv.: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$
- $3 \text{X}_2 + 6 \text{MOH} \rightarrow 5 \text{MX} + \text{MXO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$ (X = Cl, Br of I)
- Elektrofiele additie aan alkenen en alkynen
Bijv.: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$

Toepassingen

- *Chloorwater* (= oplossing van Cl_2 in water) wordt gebruikt als desinfectans.
- *Joodtinctuur* (= oplossing van I_2 en NaI in een mengsel van water en ethanol) wordt in de geneeskunde gebruikt als ontsmettingsmiddel.
- *Lugol* (= een oplossing van I_2 en KI in water) wordt gebruikt om de aanwezigheid van zetmeel aan te tonen. Lugol vormt met zetmeel een diepblauw gekleurd complex.

1.2.2 Natriumchloride = NaCl

Dit zout wordt in de volksmond meestal gewoon *zout* of *keukenzout* genoemd omdat het vaak gebruikt wordt als smaakversterker en als conserveermiddel. Het wordt vooral gewonnen door indampen van zeewater en door mijnbouw in zoutmijnen. Het wordt ook als strooizout gebruikt.

NaCl is de grondstof bij de productie van chloorgas, natrium, natriumhydroxide en waterstofgas.

1.2.3 Waterstofhalogeniden

HF, HCl, HBr en HI zijn moleculaire zuren met toenemende zuursterkte.

In zuivere toestand is HCl een uiterst corrosief kleurloos gas. HCl kan worden bereid door reactie van H_2 met Cl_2 of door reactie van NaCl met geconcentreerd zwavelzuur. Een waterige oplossing van HCl wordt ook wel *zoutzuur* genoemd, omdat het zuur uit (keuken)zout kan gemaakt worden.

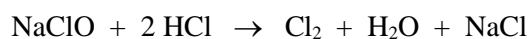
1.2.4 Ternaire zuren afgeleid van halogenen

H_3BO_3 = boorzuur = triwaterstofboraat
 HBrO_3 = broomzuur = waterstofbromaat
 HBrO_2 = bromigzuur = waterstofbromiet
 HBrO = hypobromigzuur = waterstofhypobromiet
 H_2CO_3 = koolzuur = diwaterstofcarbonaat
 HClO_4 = perchloorzuur = waterstofperchloraat
 HClO_3 = chloorzuur = waterstofchloraat
 HClO_2 = chlorigzuur = waterstofchloriet
 HClO = hypochlorigzuur = waterstofhypochloriet

1.2.5 Natriumhypochloriet = NaClO

NaClO is een vaste stof die meestal opgelost in water wordt gebruikt. Een 5 %-oplossing van NaClO staat bekend als *bleekwater*. Het heeft oxiderende, ontsmettende en blekende eigenschappen.

Natriumhypochloriet reageert met zure oplossingen waarbij het giftige chloorgas gevormd wordt.



1.3 Zuurstofgas, ozon, waterstofperoxide en oxiden

1.3.1 Zuurstofgas = Dizuurstof = O_2

O_2 is een kleur- en reukloos gas dat onontbeerlijk is voor de ademhaling van levende wezens. Het is een sterke oxidator en wakkert de verbranding aan. De lucht op Aarde bevat ca. 21 % zuurstofgas. Zuiver zuurstofgas wordt gewonnen door gefractioneerde destillatie van vloeibare lucht.

In het laboratorium kan O_2 op diverse manieren worden bereid:

- Thermolyse van sommige metaaloxiden
Bijv.: $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$
- Thermolyse van kaliumchloraat in aanwezigheid van MnO_2
 $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$

1.3.2 Ozon = trizuurstof = O_3

Ozon is een blauwachtig gas met doordringende geur dat ontstaat uit zuurstofgas bij elektrische ontladingen en door inwerking van uv-stralen. Het is een sterke oxidator en wordt gebruikt als desinfectans.

1.3.3 Waterstofperoxide = H_2O_2

Waterstofperoxide is in zuivere toestand een kleurloze, stroperige vloeistof die zeer explosief is. Het is in alle verhoudingen oplosbaar in water en een verdunde waterige oplossing wordt meestal *zuurstofwater* genoemd. Zuurstofwater wordt in de geneeskunde als ontsmettingsmiddel gebruikt.

Het oxidatiegetal van O in H_2O_2 = -I.

Waterstofperoxide is een instabiele stof die ontbindt volgens de reactie $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. Deze trage reactie wordt aanzienlijk versneld met behulp van een geschikte katalysator zoals MnO_2 .

H_2O_2 reageert als (sterke) oxidator met reducerende stoffen. Het wordt omwille van deze eigenschap als ontkleurings- en bleekmiddel gebruikt.

Door sterkere oxidatoren kan H_2O_2 worden geoxideerd tot O_2 .

1.3.4 Niet-metaaloxiden

Bij verbranding of oxidatie worden niet-metalen omgezet in niet-metaaloxiden. De meeste niet-metaaloxiden lossen op in water en vormen een zure oplossing. Daarom worden ze ook wel *zuurvormende oxiden* genoemd.

1.3.5 Metaaloxiden

Bij verbranding of oxidatie worden metalen omgezet in metaaloxiden. De in water oplosbare metaaloxiden vormen een basische oplossing en worden daarom ook wel *basevormende oxiden* genoemd.

1.4 Zwavel en zwavelverbindingen

1.4.1 Zwavel

Zwavel is een gele, vaste stof die is opgebouwd uit ringvormige S₈-moleculen (octazwavel) en brandt met een blauwe vlam. Met H₂ vormt het H₂S en met metalen reageert het tot metaalsulfiden.

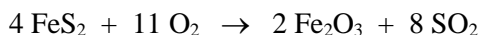
1.4.2 Diwaterstofsulfide = H₂S

H₂S is een kleurloos gas met de geur van rotte eieren. Het kan bereid worden door inwerking van een zuur op een sulfide (bijv. FeS).

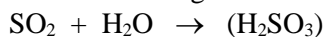
1.4.3 Zwaveldioxide = SO₂

SO₂ is een kleurloos gas met sterk prikkelende geur en zure smaak. Het ontstaat bij de verbranding van zwavel en van zwavelhoudende verbindingen.

SO₂ kan ook worden bereid door roosten van metaalsulfiden, bijv. pyriet (= ijzer(II)disulfide = FeS₂):



Zwaveldioxide reageert met water en vormt het hypothetisch en zwak zwaveligzuur:



1.4.4 Zwaveltrioxide = SO₃ en Zwavelzuur = H₂SO₄

SO₃ wordt bereid door katalytische oxidatie van SO₂ ($2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$) en is de grondstof voor de bereiding van zwavelzuur ($\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$).

Zwavelzuur is in alle verhoudingen oplosbaar in water. Het oplossen is zeer exotherm door de hydratatie die plaatsgrijpt. Giet dus nooit water op geconcentreerd zwavelzuur! Het opgebrachte water gaat koken en er ontstaan gevaarlijke spatten.

Geconcentreerd H₂SO₄ is zeer hygroscopisch en kan zelfs water onttrekken aan organische stoffen die daardoor gaan verkolen.

H₂SO₄ is een sterk moleculair zuur dat door reactie met hydroxiden wordt omgezet in waterstofsulfaten en/of sulfaten.

Geconcentreerd H₂SO₄ kan ook worden gebruikt als oxidator. Daarbij wordt het meestal gereduceerd tot SO₂ ($\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$).

1.5 Stikstofgas en stikstofverbindingen

1.5.1 Stikstofgas = Distikstof = N₂

N₂ is een weinig reactief gas dat 78 volumeprocent van de lucht vormt. Zuiver stikstofgas wordt gewonnen door gefractioneerde destillatie van vloeibare lucht.

1.5.2 Ammoniak = NH₃

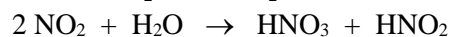
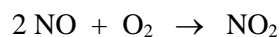
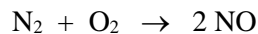
NH₃ is een kleurloos gas met zeer prikkelende, traanverwekkende geur. Het is zeer goed oplosbaar in water waarbij een basische oplossing ontstaat.

Ammoniak wordt industrieel bereid door reactie van stikstofgas met waterstofgas volgens het Haber-Bosch-procedé: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$

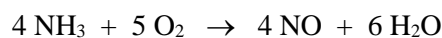
1.5.3 Stikstofoxiden

Er bestaan tal van stikstofoxiden, waarvan het kleurloze NO, het roodbruine NO₂ en het kleurloze N₂O₄ (een dimeer van NO₂) de bekendste zijn.

Door bliksemontladingen en bij hoge temperaturen (zoals in verbrandingsmotoren) ontstaan stikstofoxiden die met water zuren vormen.

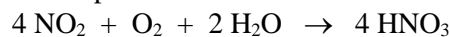


Stikstofmonoxide kan worden bereid door katalytische oxidatie van NH₃ :

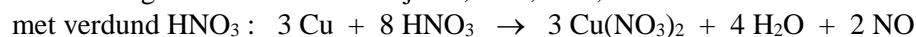


1.5.4 Salpeterzuur = HNO₃

Zuiver salpeterzuur is een kleurloze vloeistof die zeer goed oplosbaar is in water. Het is een sterk zuur dat industrieel wordt bereid door katalytische oxidatie van ammoniak, verdere oxidatie van het gevormde NO met O₂ en oplossen van het NO₂ met een overmaat O₂ in water.



Een geconcentreerde HNO₃-oplossing werkt sterk oxiderend. Naargelang de aard van de reductor en de reactieomstandigheden ontstaat daarbij NO, NO₂, N₂O, N₂ of zelfs NH₄⁺.



1.6 Fosfor en fosforverbindingen

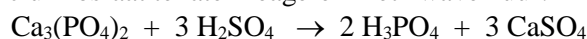
1.6.1 Fosfor

Witte fosfor of tetrafosfor (P₄) is een lichtgele vaste stof. Het is zeer brandbaar en wordt daarom onder water bewaard.

Rode fosfor of polyfosfor (P_n) is een veel stabielere stof.

1.6.2 Fosforzuur = H₃PO₄

Zuiver fosforzuur is een witte vaste stof die zeer goed oplost in water. Het kan worden bereid door calciumfosfaat te laten reageren met zwavelzuur:



1.7 Koolstof en anorganische koolstofverbindingen

1.7.1 Koolstof = C

Koolstof komt voor onder twee kristallijne vormen:

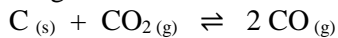
- **diamant**, dat bestaat uit macromoleculen waarin alle C-atomen covalent gebonden zijn aan vier andere. Het is de hardste stof in de natuur, maar ze kan wel geoxideerd worden tot CO₂.
- **grafiet**, dat een gelaagde structuur bezit met tussen de lagen slechts zwakke bindingen. De elektronenparen tussen de lagen zijn zo zwak gebonden dat ze zorgen voor het elektrisch geleidingsvermogen van de stof.

1.7.2 Koolstofoxiden

Door reactie van C (of een koolstofverbinding) met O₂ kunnen twee oxiden ontstaan:

Bij een onvolledige verbranding ontstaat het giftige **koolstofmonoxide** (CO) terwijl bij een volledige verbranding **koolstofdioxide** (CO₂) wordt gevormd.

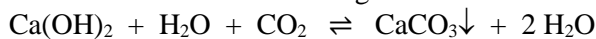
In een gesloten ruimte bestaat tussen C, CO₂ en CO volgend evenwicht:



Koolstofdioxide ontstaat ook bij:

- de inwerking van een voldoende sterk zuur op een carbonaat of een waterstofcarbonaat
Bijv.: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- de thermolyse van carbonaten
Bijv.: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Koolstofdioxide kan worden aangetoond m.b.v. helder kalkwater (= calciumhydroxide-oplossing):



1.7.3 Koolzuur, carbonaten en waterstofcarbonaten

Bij oplossen van CO₂ in water wordt het hypothetische koolzuur (H₂CO₃) gevormd. Het ioniseert volledig tot HCO₃⁻ en CO₃²⁻.

Zowel carbonaten als waterstofcarbonaten reageren met voldoende sterke zuren en ontleden (thermolyse) bij verhitten.

Enkele heel gekende stoffen zijn:

- **calciumcarbonaat** (CaCO₃): witte vaste stof die zeer weinig oplost in water en op Aarde voorkomt als *kalksteen*, *krijt* en *marmor*.
- **natriumcarbonaat** (Na₂CO₃): een witte vaste stof die bekend staat als *soda*. Het decahydraat (Na₂CO₃·10 H₂O) staat bekend als *kristalsoda*.
- **natriumwaterstofcarbonaat** (NaHCO₃): een wit poeder dat bekend is als *bakpoeder* en als *maagzout* of *zuiveringszout*.

2 Metalen, metaaloxiden en hydroxiden

2.1 Metalen uit de a-groepen

2.1.1 Metalen uit groep Ia = Alkalimetalen: Li, Na en K

Deze metalen zijn zeer reactief en lichter dan water. Ze reageren ook met water en moeten daarom onder petroleum worden bewaard. Ze kunnen worden bereid door elektrolyse van gesmolten zouten. Hun oxiden (Li_2O , Na_2O en K_2O) zijn basevormend en worden in water omgezet in de corresponderende hydroxiden: LiOH , NaOH en KOH . NaOH staat ook bekend als *bijtende soda*.

2.1.2 Metalen uit groep IIa = Aardalkalimetalen: Ca en Mg

Ca en Mg zijn lichte metalen die worden geoxideerd aan de lucht. Mg brandt met een fel wit licht. Ook hun oxiden zijn basevormend en leveren in water de corresponderende hydroxiden. Een oplossing van die hydroxiden kan worden gebruikt om CO_2 aan te tonen omdat er een carbonaatneerslag ontstaat. Calciumoxide kan worden bereid door thermolyse van CaCO_3 (in kalkovens). Men noemt het ook *ongeblyste kalk*. Calciumhydroxide staat ook bekend als *gebluste kalk*.

2.1.3 Aluminium

Aluminium is een zeer licht metaal dat goed warmte en elektriciteit geleidt. Blootgesteld aan de lucht wordt het bedekt met een beschermend oxidelaagje, waardoor het als vrij onedel metaal toch als constructiemateriaal kan worden gebruikt.

2.2 IJzer, lood, koper, zink en kwik

IJzer, vooral in de vorm van staal, is als constructiemateriaal het meest gebruikte metaal. Het heeft wel het nadeel dat het gevoelig is voor corrosie (roest). Het wordt aangetrokken door een magneet en wordt bereid door reductie van ijzeroxiden in een hoogoven.

Lood is een zeer zacht, mat glanzend metaal dat gemakkelijk geplet en vervormd wordt.

Zuiver **koper** is een rood metaal dat zeer goed de elektrische stroom geleidt. Zeer gekende koperlegeringen zijn *messing* ($\text{Cu} + \text{Zn}$) en *brons* ($\text{Cu} + \text{Sn}$).

Zink is een grauwwit metaal dat aan de lucht bedekt wordt met een beschermend oxidelaagje. Het reageert met zure oplossingen met vorming van waterstofgas.

Kwik is het enige metaal dat bij kamertemperatuur vloeibaar is. Kwik vormt met vrijwel alle metalen zeer makkelijk legeringen, die amalgamen worden genoemd.

2.3 Edelmetalen

Een edelmetaal wordt weinig of niet aangetast door oxidatie. De bekendste edelmetalen zijn goud, zilver en platina.

Au en Pt reageren wel met '*koningswater*', een mengsel van geconcentreerd HNO_3 en geconcentreerd HCl .

3 Organische stoffen

3.1 Koolwaterstoffen

Koolwaterstoffen zijn verbindingen die uitsluitend de elementen C en H bevatten.

Bij volledige verbranding van een koolwaterstof ontstaan koolstofdioxide en water.

3.1.1 Lagere alkanen

Alkanen met minder dan vijf koolstofatomen zijn gasvormig bij kamertemperatuur.

Methaan (CH₄) is de eenvoudigste koolwaterstof. Het is een reukloos, niet-giftig, brandbaar gas dat het hoofdbestanddeel vormt van *aardgas*. Naast ca. 80 % methaan en ca. 14 % N₂ bevat aardgas ook wat **ethaan** (C₂H₆) en kleinere hoeveelheden propaan en butaan. Ook *biogas* en *moerasgas*, die ontstaan bij anaerobe vergisting van organisch materiaal, bevatten veel methaan. *LNG (Liquefied Natural Gas)* is vloeibaar gemaakt aardgas met een temperatuur van -162 °C.

Propaan (C₃H₈) en **butaan** (C₄H₁₀) worden beiden aangewend als brandstof. *LPG (= Liquefied Petroleum Gas)* is een mengsel van beide en wordt als motorbrandstof gebruikt.

Pentaan (C₅H₁₂) wordt vooral gebruikt als apolair oplosmiddel.

3.1.2 Paraffine

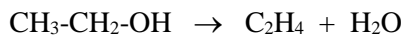
Paraffine wordt gewonnen door gefractioneerde destillatie van aardolie en bevat vaste en/of vloeibare alkanen met 12 tot 27 C-atomen.

3.1.3 Etheen = C₂H₄

Etheen is het eenvoudigste alkeen en het is een brandbaar, kleur-en reukloos gas.

Op industriële schaal wordt dit gas gevormd door *kraken* van grotere koolwaterstoffen. Bij het kraken van hexadecaan kan bijvoorbeeld volgende reactie gebeuren: C₁₆H₃₄ → 7 C₂H₄ + C₂H₆

In het laboratorium kan etheen worden bereid door dehydratatie van ethanol door behandeling met geconcentreerd zwavelzuur:

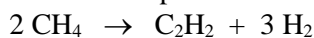


Door additiereacties kan etheen worden omgezet in bijvoorbeeld dichloorethaan en ethanol.

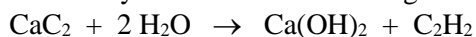
Door polymerisatie van etheen ontstaat de belangrijke kunststof **polyetheen (PE)**.

3.1.4 Ethyn = acetyleen = C₂H₂

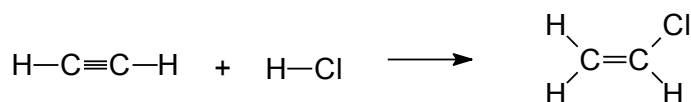
Ethyn is een uitermate explosief gas. Het wordt tegenwoordig industrieel bereid door kraken van koolwaterstoffen uit petroleum of door verhitten van methaan.



Vroeger werd ethyn bereid door inwerking van water op calciumcarbide (= CaC₂)



Ethyn is belangrijk als grondstof voor de synthese van andere organische stoffen. Door additie van HCl ontstaat vinylchloride, het monomeer van **polyvinylchloride (= PVC)**, een veel toegepaste plastic.



vinylchloride

Ethyn wordt ook gebruikt als brandstof voor het lassen van metalen. Bij verbranding met zuiver O₂ ontstaan vlamtemperaturen tot 3000 °C.

3.2 Andere organische stoffen

3.2.1 Trichloormethaan = chloroform = CHCl_3

Chloroform is een kleurloze vloeistof met een kookpunt van $63\text{ }^\circ\text{C}$. Ze heeft een zoetige geur en een bedwelmende werking. Net als CCl_4 wordt CHCl_3 bereid door reactie van methaan met dichloor.

3.2.2 Methanol = CH_3OH

Methanol (of methylalcohol) is het eenvoudigste alcohol. Het is een kleurloze, brandbare vloeistof die kookt bij $65\text{ }^\circ\text{C}$ en in alle verhoudingen oplosbaar is in water. In apolaire vloeistoffen zoals pentaan is het niet oplosbaar. Methanol is giftig en veroorzaakt reeds bij kleinere hoeveelheden blindheid.

3.2.3 Ethanol = $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

Ethanol (of ethylalcohol) is het best gekende alcohol omdat het voorkomt in alcoholische dranken. Het is een kleurloze, brandbare vloeistof die kookt bij $78\text{ }^\circ\text{C}$ en in alle verhoudingen oplosbaar is in water. Ook in andere vloeistoffen, zowel polaire als apolaire, lost ethanol goed op.

Ethanol ontstaat - naast CO_2 - bij de alcoholische vergisting van koolhydraten.

3.2.4 Ethoxyethaan = di-ethylether = $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$

Di-ethylether (vaak kortweg ether) genoemd is de best bekende vertegenwoordiger van de organische stofklasse van de ethers. Het is een zeer vluchtige en ontvlambare vloeistof die reeds kookt bij $35\text{ }^\circ\text{C}$. Di-ethylether lost goed op in apolaire oplosmiddelen en maar weinig in water.

3.2.5 Propanon = aceton = $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$

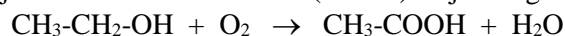
Aceton is het eenvoudigste keton. Het is een kleurloze, licht ontvlambare, naar lijm geurende vloeistof die goed oplost in water. Aceton is zeer vluchtig en kookt reeds bij $56\text{ }^\circ\text{C}$. Het wordt veel als oplosmiddel gebruikt, o.a. in nagellakverwijderaar (het zogenaamde '*dissolvent*').

3.2.6 Methaanzuur = mierenzuur = HCOOH

Het eenvoudigste carbonzuur heeft zijn triviale naam te danken aan het feit dat het voorkomt in het gif van mieren. Mierenzuur is een kleurloze, corrosieve vloeistof die kookt bij $101\text{ }^\circ\text{C}$. Het lost goed op in water en vormt zo een zure oplossing.

3.2.7 Ethaanzuur = azijnzuur = $\text{CH}_3\text{-COOH}$

Azijnzuur is het best bekende carbonzuur dat, zoals de naam al aangeeft, het kenmerkende bestanddeel van azijn vormt. Het kan door de (aërobe) azijnzuurgisting ontstaan uit ethanol:



Zuiver watervrij azijnzuur wordt ook *ijsazijn* genoemd. Het is immers een kleurloze vloeistof die reeds bij temperaturen lager dan $17\text{ }^\circ\text{C}$ stolt tot kleurloze kristallen. Het kookpunt van dit carbonzuur bedraagt $118\text{ }^\circ\text{C}$. Azijnzuur lost goed op in water en vormt zo een zure oplossing.