

Aantekeningen Chemie Blok 2 BASIB

Inhoudsopgave

H3 – Moleculen en Mengsels	5
H3.11 – Organische Mengsels	5
H5.7 – Zuur-Base reactie	5
Verschillende definities van zuren en base	5
Arrhenius	5
Brønsted-Lowry	5
Lewis	6
Zuursterkte	7
Sterke zuren	7
Zwakke Zuren	7
Hydronium-ion	8
Amfolyten	8
Autoprotolyse van Water	8
WaterConstant	8
Zuur constante K_a	9
Pondys hydrogenium	9
Polyprotische zuren/meerwaardige zuren	9
H10 – Chemische bindingen 1: Het Lewis Model	10
H10.2 – Type Bindingen	10
H10.3 – Valentie-elektronen weergeven met stippen	10
H10.5 – Covalente binding: Lewis-structuren	10
H10.6 – Elektronegativiteit en bindingspolariteit	10
H10.7 – Lewis-structuren van moleculaire verbindingen en poly atomische ionen	12
Het Schrijven van Lewis structuren voor moleculen	12
1. Begin met het correcte skelet structuur	12
2. Berekenen van de totale hoeveelheid elektronen voor lewis structuren in het molecuul ..	12
3. Verdeel de elektronen over de atomen, octetten maken (of Duetten bij H'tjes), aan zoveel mogelijke atomen	12
4. Als er atomen zijn die geen octetten hebben vorm dubbele of tripple bindingen om octetten te maken	12
H10.8 – Resonantie en formele lading	14
Resonantie	14
Formele Lading	15

H10.9 – Uitzonderingen op de octetregel: oneven-elektronensoorten, onvolledige octetten en uitgebreide octetten	16
Oneven-elektronensoorten	16
Incomplete octetten	16
Uitgebreide octetten	16
H17 – zuren en basen	17
H17.2 – De eigenschappen van Zuren en Basen	17
Zuren	17
Carboxylic Acid	17
Basen	18
Alkaloïden	18
H17.3 – Definities of Zuren en Basen	19
Arrhenius	19
Voorbeeld:	19
Brønsted-Lowry	19
Voorbeeld:	19
Geconjugeerd	20
Lewis	20
H17.4 – Zuursterkte en Zuur Ionisatie Constant (K_a)	21
Zuursterkte	21
Sterke Zuren	21
Zwakke Zuren	21
Het zuur ionisatie contante (K_a)	22
H17.5 – Autoprotolyse van water en pH	23
Autoprotolyse van water	23
Water Constante	23
pH Schaal	23
pOH Schaal	24
H17.6 – Het vinden van $[H_3O^+]$ en de pH van sterke en zwakke zuren	25
Sterke zuren	25
Zwakke zuren	25
Gemixte zuren	25
Sterk en een zwak zuur mengsel	25
Zwak en zwak Mengsel	25
17.7 – Basische oplossingen	26
Sterke Basen	26

Zwakke base	26
Base Ionisatie constante (K_b)	26
H17.8 – De zuur–base eigenschappen van ionen en zout.....	27
Anionen als zwakke basen.....	27
Kationen als zwakke zuren (3 soorten)	27
Tegenionen van sterke zuren.....	27
Kationen als geconjugeerde zuur van een zwakke base.....	28
Kationen dat kleine sterk geladen metalen zijn	28
Zout oplossingen classificeren als zuur, basische of neutrake oplossingen	28
1. Zouten waarin zowel de kationen als het anion zich niet gedragen als een zuur of base vormen een neutrale oplossing	28
2. Zouten waar het Kation zich niet voor doet als zuur maar het Anion zich wel als base voordoet en een basische oplossing vormen	29
3. Zouten waar het Kation wel als een zuur en het Anion niet als een base voordoen, vormen een zure oplossing	29
4. Zouten waar het Kation werkt als een zuur en het Anion die werkt als een base vormen een oplossing waar het pH afhankelijk is van de relatieve sterkte van het zuur of base	29
H18 – Aquatisch Ionisch Equilibrium	30
H18.4 – Titraties en pH Curves	30
H22 – Organische Chemie.....	31
H22.1 – Koolstof	31
H22.2 – waarom is koolstof uniek.....	31
H22.3 – Koolwaterstoffen	32
H22.4 – naamgeving alkanen	33
H22.5 – Alkanen en alkynen	34
Stereo isomeren	34
Geometrische isomeren	34
H22.7 – Aromatic hydrocarbons	34
Benamen van aromatische koolwaterstoffen	34
Polycyclic aromatische koolwaterstoffen.....	36
H22.8 – Functional groups	37
H22.9 – Alcohols	37
Benoemen van alcoholen	37
Alcoholreacties.....	38
Substitutie	38
Eliminatie of dehydratie.....	38
Oxidatie	38

Reactie met actieve metalen	39
H22.10 – Aldehydes and Ketones	39
Aldehyde en Ketone	39
Carbonyl Groep.....	39
Naamgeving van aldehyde en ketone	39
Aldehyde	39
Ketone	40
H22.11 – Carboxylic Acids and Esters.....	40
H22.12 – Ethers	40
H22.13 – Amines	40

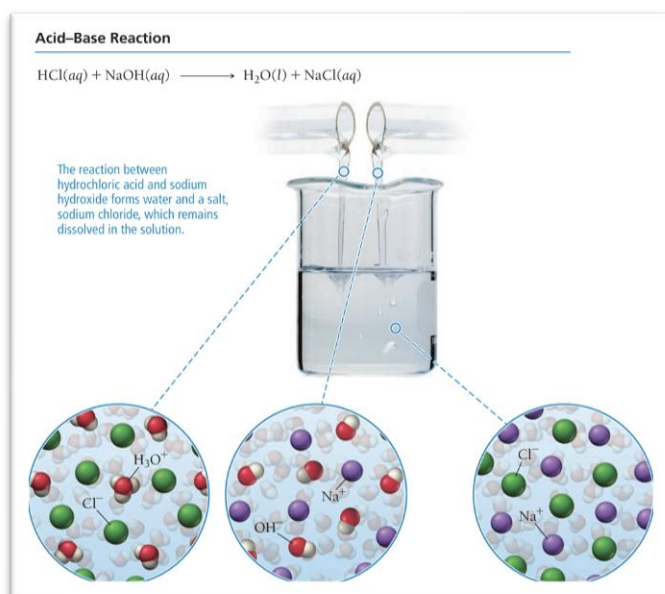
H3 – Moleculen en Mengsels

H3.11 – Organische Mengsels

H5.7 – Zuur-Base reactie

Word ook wel neutralisatie reactie genoemd

Acid + Base → Water + Salt (acid–base reactions)



Verschillende definities van zuren en base

- Zuur: een stof die H^+ ionen produceert/afgeeft in oplossing
- Base: een stof die OH^- ionen produceert/afgeeft in oplossing

Arrhenius

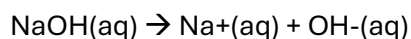
Bedacht door de zweed Svante Arrhenius

Arrhenius Zuur: een stof die, opgelost in water H_3O^+ ionen vormt

Arrhenius Base: een stof die opgelost in water OH^- ionen vormt

Voorbeeld:

Volgens Arrhenius is NaOH een Base omdat het OH^- los laat in oplossing



Brønsted-Lowry

Brønsted zuur: deeltje (molecuul/ion) dat een proton afstaat

Brønsted base: deeltje (molecuul/ion) dat een proton opneemt

Lewis

Lewis zuur: deeltje dat een elektronenpaar opneemt

Lewis base: deeltje dat een elektronenpaar afstaat

Zuursterkte

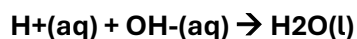
Sterke zuren

Ioniseren helemaal

HCl bijvoorbeeld compleet op breken tot H^+ en Cl^-

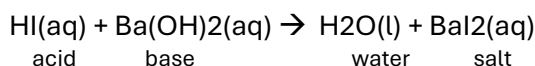
H^+ vormt met $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$ omdat een proton niet graag alleen is

The net ionic equation for acid–base reactions involving a strong acid is:

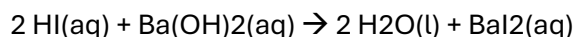


Omdat de andere ionen opgelost blijven want dan zou het een neerslag reactie zijn en niet een zuur base reactie

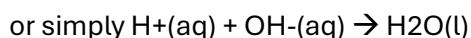
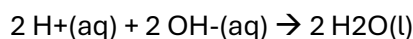
Voorbeeld:



Molecular equation:



Net ionic equation:

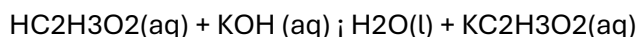


Zwakke Zuren

Deze ioniseren niet helemaal en worden in reactievergelijkingen weergegeven met een dubbel reactiepeil ($\rightleftharpoons$)

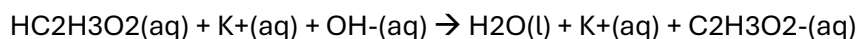
Begin by writing the molecular equation in which the acid and the base combine to form water and a salt. (The equation is already balanced.)

Molecular equation:



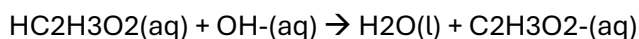
Write the complete ionic equation by separating aqueous ionic compounds into their constituent ions. Do not separate $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{aq})$ because it is a weak acid (and a weak electrolyte).

Complete ionic equation:



Write the net ionic equation by eliminating the spectator ions.

Net ionic equation:



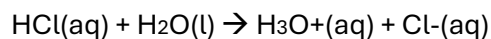
Hydronium-ion

H⁺ ion is een Proton, een kerndeeltje. Dit kan bijna nooit alleen voorkomen

Bind zich met een vrij e-paar van een molecuul of ion, zoals water.

In een reactie wordt H₃O⁺ en H⁺ door elkaar gebruikt maar het betekent het zelfde

The chemical equation for the ionization of HCl and other acids is often written to show the association of the proton with a water molecule to form the hydronium-ion:



Amfolyten

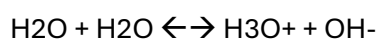
Dit zijn stoffen die niet zowel een proton kunnen opnemen als afstaan

- H₂O
- H₂PO₄⁻
- HPO₄²⁻
- HCO₃⁻

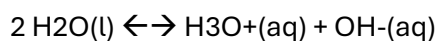
Deze stoffen worden ook wel amfotere stoffen genoemd

Autoprotolyse van Water

Water reageert met zichzelf



Of



WaterConstant

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$K_w \text{ } 25^\circ\text{C} = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w \text{ } 25^\circ\text{C}} = 1,0 \times 10^{-7} \text{ Mol/L}$$

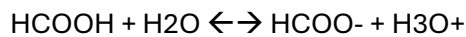
Zuur constante K_a

A staat voor acid in K_a

Het is de maat voor sterkte van het Zuur

Voorbeeld

Methaanzuur (= Mierenzuur)



Zwakker $\leftrightarrow$ sterker

Evenwichtsvoorwaarde (de vergelijking voor K_a)

$$K_a = [\text{HCOO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HCOOH}]$$

Pondys hydrogenium

“Gewicht van waterstof”

Is een maat voor de hoeveelheid H_3O^+

Definitie:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

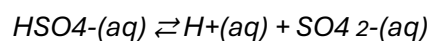
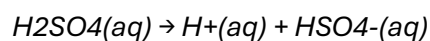
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ = actuele, werkelijke concentratie

Polyprotische zuren/meerwaardige zuren

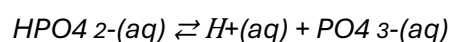
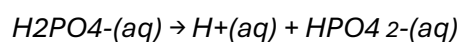
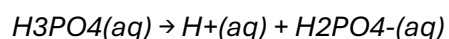
Dit zijn zuren die meer dan 1 ioniseerbare protonen kunnen loslaten, die ze achter elkaar kunnen loslaten

Voorbeeld:

H_2SO_4 dit is een tweewaardig zuur (diprotisch zuur)



H_3PO_4 is een driewaardig zuur (triprotisch zuur)



H10 – Chemische bindingen 1: Het Lewis Model

H10.2 – Type Bindingen

Types of Atoms	Type of Bond	Characteristic of Bond
Metal and nonmetal	Ionic	Electrons transferred
Nonmetal and nonmetal	Covalent	Electrons shared
Metal and metal	Metallic	Electrons pooled

H10.3 – Valentie-elektronen weergeven met stippen

In het **Lewis-model** is een chemische binding het delen of overbrengen van elektronen om stabiele elektronenconfiguraties voor de bindende atomen te bereiken.

H10.5 – Covalente binding: Lewis-structuren

H10.6 – Elektronegativiteit en bindingspolariteit

Polaire Covalente Binding

Is een binding waar het elektron iets meer bij het ene atoom hoort dan bij het andere, dit zit in het midden tussen een covalente binding en een ion binding.

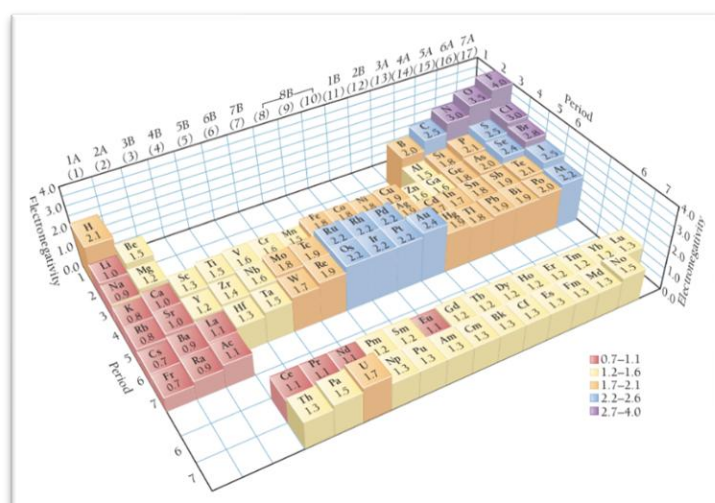


(Alle atomen zijn gelijk, maar sommige atomen zijn gelijker)

Elektron Negativiteit

dit is de eigenschap die ervoor zorgt dat sommige atomen elektronen kunnen aantrekken, resulterend in Polaire covalente binding en ion bindingen.

Des te groter het verschil in elektron negativiteit des te meer polaire de binding zal zijn



Electronegativity Difference (ΔEN)	Bond Type	Example
Small (0–0.4)	Covalent	Cl_2
Intermediate (0.4–2.0)	Polar covalent	HCl
Large (2.0+)	Ionic	NaCl

Dipool Moment (μ)

Vind plaats elke keer dat er een verschil is tussen positieve en negatieve ladingen. De grootte(**q**) van het Dipool Moment is afhankelijk van de scheiding van 2 deeltjes van gelijke af tegenovergestelde ladingen bij een bepaalde afstand(**r**)

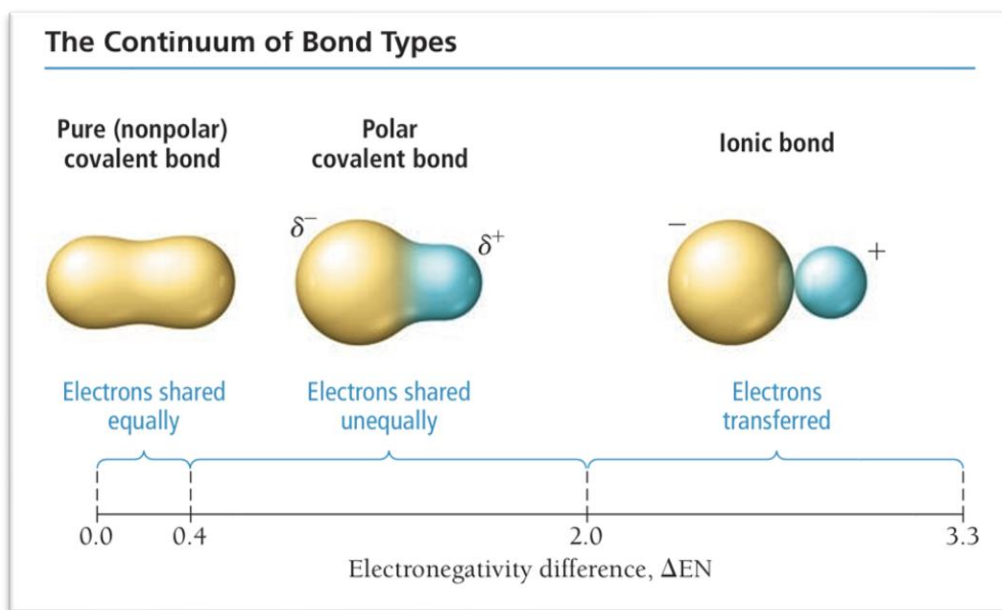
$$\mu = q * r$$

Dipoolmoment (μ) wordt uitgedrukt als D (debye) ($1D = 3.34 \cdot 10^{-30} \text{ C}\cdot\text{m}$)

$q = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (Verskil in lading tussen 1 elektron en 1 proton) (Coulomb)

r = in meter (130 pm is ongeveer de afstand tussen een kleine chemische binding) (deze afstand betekend 100% overgenomen)

Dit is 6.2D



Percent Ionisch Karakter

dit is de verhouding tussen de bindings werkelinke Dipool Moment tot het Dipoolmoment als het elektron helemaal was overgenomen.

$$\text{Percent ionische karakter} = \frac{\text{Gemeten Dipole moment van een binding}}{\text{Dipool moment als het elektron compleet is vergenomen (6.2D)}} * 100\%$$

Over het algemeen alles boven 50% ionische karakter is ionisch

H10.7 – Lewis-structuren van moleculaire verbindingen en poly atomische ionen

Het Schrijven van Lewis structuren voor moleculen

1. *Begin met het correcte skelet structuur*

Voor water is het (H O H) en niet (H H O) want de H'tjes zitten aan het zuurstof vast en niet aan elkaar.

Guide Lines voor het maken van een skelet

- H'tjes hebben *Altijd Terminale Positie* (atomen die aan de uiteindes zitten) dit is omdat ze maar 1 binding kunnen maken
- De meest elektronegatieve atomen hebben vaak een terminale positie en minder elektronegatieve atomen meestal centrale posities

2. *Berekenen van de totale hoeveelheid elektronen voor Lewis structuren in het molecuul*

De hoeveelheid valente elektronen zijn gelijk aan 8 – (de elektronen in de buitenste schil)

Voor poly atomische ionen

moet er rekening gehouden worden met de lading van het ion wanneer je de elektronen gaat tellen. 1 elektron toevoegen voor elke negatieve lading en weg tellen per positieve lading. Alleen het totaal is belangrijk.

3. *Verdeel de elektronen over de atomen, octetten maken (of Duetten bij H'tjes), aan zoveel mogelijke atomen*

- Start met het plaatsen van 2 elektronen tussen elke 2 atomen. Dit zijn de minimum hoeveelheid atomen die nodig is voor het maken van bindingen.
- Verdeel de rest van de elektronen over de losse paren, beginnend bij de atomen met terminale positie (Octetten maken en Duetten van H'tjes)

4. *Als er atomen zijn die geen octetten hebben vorm dubbele of tripple bindingen om octetten te maken*

- Doe dit door losse elektron paren van de terminale atomen in de binding regio te plaatsen met de centrale atomen

HOW TO: Write Lewis Structures for Molecular Compounds

1. Write the correct skeletal structure for the molecule.

2. Calculate the total number of electrons for the Lewis structure by summing the valence electrons of each atom in the molecule.

3. Distribute the electrons among the atoms, giving octets (or duets for hydrogen) to as many atoms as possible. Begin with the bonding electrons, and then proceed to lone pairs on terminal atoms, and finally to lone pairs on the central atom.

4. If any atom lacks an octet, form double or triple bonds as necessary until all atoms have octets.

EXAMPLE 10.4

Writing Lewis Structures

Write the Lewis structure for CO_2 .

SOLUTION

Because carbon is the less electronegative atom, put it in the central position.

$$\text{O} \quad \text{C} \quad \text{O}$$

Total number of electrons for Lewis structure =

$$\left(\begin{array}{c} \text{number of} \\ \text{valence} \\ \text{e}^- \text{ for C} \end{array} \right) + 2 \left(\begin{array}{c} \text{number of} \\ \text{valence} \\ \text{e}^- \text{ for O} \end{array} \right)$$

$$= 4 + 2(6) = 16$$

Bonding electrons are first.

$$\text{O}:\text{C}:\text{O}$$

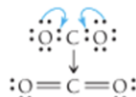
(4 of 16 electrons used)

Lone pairs on terminal atoms are next.

$$:\ddot{\text{O}}:\text{C}:\ddot{\text{O}}:$$

(16 of 16 electrons used)

Since carbon lacks an octet, move lone pairs from the oxygen atoms to bonding regions to form double bonds.



FOR PRACTICE 10.4 Write the Lewis structure for CO .

EXAMPLE 10.5

Writing Lewis Structures

Write the Lewis structure for NH_3 .

SOLUTION

Since hydrogen is always terminal, put nitrogen in the central position.



Total number of electrons for Lewis structure =

$$\left(\begin{array}{c} \text{number of} \\ \text{valence} \\ \text{e}^- \text{ for N} \end{array} \right) + 3 \left(\begin{array}{c} \text{number of} \\ \text{valence} \\ \text{e}^- \text{ for H} \end{array} \right)$$

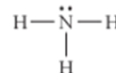
$$= 5 + 3(1) = 8$$

Bonding electrons are first.



(6 of 8 electrons used)

Lone pairs on terminal atoms are next, but none is needed on hydrogen. Lone pairs on the central atom are last.



(8 of 8 electrons used)

Since all of the atoms have octets (or duets for hydrogen), the Lewis structure for NH_3 is complete as shown in the previous step.

FOR PRACTICE 10.5 Write the Lewis structure for H_2CO .

EXAMPLE 10.6 Writing Lewis Structures for Polyatomic Ions

Write the Lewis structure for the NH_4^+ ion.

SOLUTION

Begin by writing the skeletal structure. Since hydrogen is always terminal, put the nitrogen atom in the central position.	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \text{ N } \text{H} \\ \text{H} \end{array}$
Calculate the total number of electrons for the Lewis structure by summing the number of valence electrons for each atom and subtracting 1 for the $1+$ charge.	Total number of electrons for Lewis structure $= (\text{number of valence } e^- \text{ in N}) + 4 (\text{number of valence } e^- \text{ in H}) - 1$ $= 5 + 4(1) - 1$ $= 8$ Subtract 1 e^- to account for 1^+ charge of ion.
Place two bonding electrons between every two atoms. Since all of the atoms have complete octets, no double bonds are necessary.	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} : \text{N} : \text{H} \\ \text{H} \end{array}$ (8 of 8 electrons used)
Lastly, write the Lewis structure in brackets with the charge of the ion in the upper right-hand corner.	$\left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right]^+$

FOR PRACTICE 10.6 Write the Lewis structure for the hypochlorite ion, ClO^- .

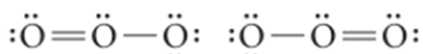
H10.8 – Resonantie en formele lading

Twee aanvullende concepten zijn nodig om correcte Lewis-structuren te schrijven voor een groot aantal verbindingen.

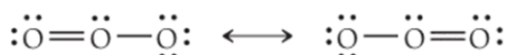
- **Resonantie**
wat relevant is wanneer twee of meer geldige Lewis-structuren kunnen worden getekend voor dezelfde verbinding
- **Formele lading**
een elektronisch boekhoudstelsel dat ons in staat stelt onderscheid te maken tussen alternatieve Lewis-structuren.

Resonantie

Voor sommige moleculen kunnen we meerdere juiste Lewis structuren maken. Bijvoorbeeld O_3 , beide structuren zijn net zo correct als de ander



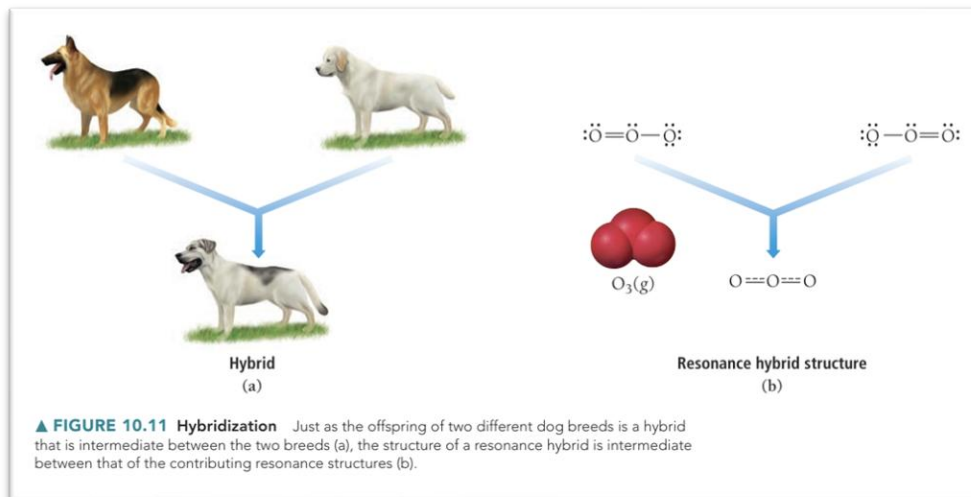
Aangezien ze beide correct zijn kunnen ze weergegeven worden als volgt



Eén zo'n structuur heet een **Resonantie structuur**, dit is een structuur dat 1 van twee of meer structuren is, die dezelfde skeletstructuur hebben, maar met andere elektron verdeling

Resonance Hybride Structuur

de daadwerkelijke structuur is een hybride tussen de verschillende resonantie structuren.



Formele Lading

Formele lading

Is een bedachte lading aangewezen aan elk atoom in een Lewis structuur die helpt met het uit elkaar houden van andere Lewis structuren.

De formele lading is de lading een atoom zou hebben als alle elektronen gelijk gedeeld zouden zijn tussen de verbonden atomen.

$$\text{Formal charge} = \text{number of valence electrons} - \left(\text{number of nonbonding electrons} + \frac{1}{2} \text{number of bonding electrons} \right)$$

Regels voor berekenen van formele lading

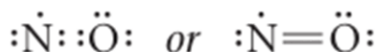
1. The sum of all formal charges in a neutral molecule must be zero.
2. The sum of all formal charges in an ion must equal the charge of the ion.
3. Small (or zero) formal charges on individual atoms are better than large ones.
4. When formal charge cannot be avoided, negative formal charge should reside on the most electronegative atom.

	Structure A				Structure B					
	H	—	C	≡	N:	H	—	N	≡	C:
number of valence e [−]	1		4		5	1		5		4
−number of nonbonding e [−]	−0		−0		−2	−0		−0		−2
− $\frac{1}{2}$ (number of bonding e [−])	− $\frac{1}{2}$ (2)		− $\frac{1}{2}$ (8)		− $\frac{1}{2}$ (6)	− $\frac{1}{2}$ (2)		− $\frac{1}{2}$ (8)		− $\frac{1}{2}$ (6)
Formal charge	0		0		0	0		+1		−1

H10.9 – Uitzonderingen op de octetregel: oneven-elektronensoorten, onvolledige octetten en uitgebreide octetten

Oneven-elektronensoorten

Moleculen met oneven aantal elektronen worden **vrije radicalen** genoemd of gewoon **Radicalen**, bijvoorbeeld Stikstofmonoxide. NO heeft 11 elektronen en een lewis structuur zal er zo uit zien, er zijn niet genoeg elektronen om 2 octetten te vormen



Incomplete octetten

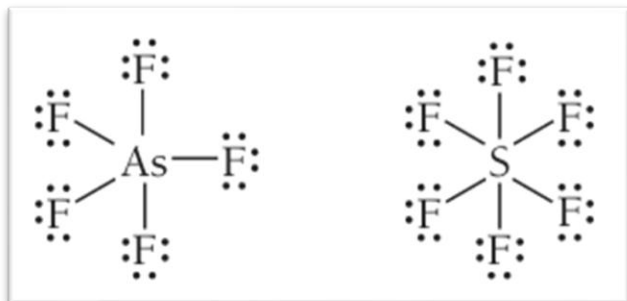
Deze worden vaak gevormd door elementen die daar een trekje voor hebben, bijvoorbeeld Boron die graag 6 heeft i.p.v. 8



Uitgebreide octetten

Elementen uit de 3^e rij van het periodiek systeem laten vaak **uitgebreide octetten** zien tot 12 elektronen en soms 14.

Bijvoorbeeld



Elementen en daarbuiten zijn 10- en 12-elektronen uitgebreide octetten gebruikelijk omdat de D-orbitalen in deze elementen energetisch toegankelijk zijn (ze zijn niet veel hoger in energie dan de orbitalen die door de valentie-elektronen worden ingenomen) en de extra elektronen kunnen daar kwijt

Maar als een normaal octet mogelijk is doen we dat

H17 – zuren en basen

H17.2 – De eigenschappen van Zuren en Basen

Zuren

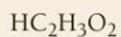
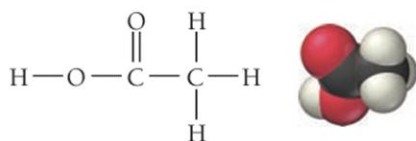
Zuren hebben de volgende eigenschappen: een zuren smaak, het kunnen oplossen van veel metalen en de mogelijkheid om basen te neutraliseren.

TABLE 17.1 ■ Some Common Acids

Name	Occurrence / Uses
Hydrochloric acid (HCl)	Metal cleaning; food preparation; ore refining; primary component of stomach acid
Sulfuric acid (H ₂ SO ₄)	Fertilizer and explosives manufacturing; dye and glue production; in automobile batteries; electroplating of copper
Nitric acid (HNO ₃)	Fertilizer and explosives manufacturing; dye and glue production
Acetic acid (HC ₂ H ₃ O ₂)	Plastic and rubber manufacturing; food preservation; active component of vinegar
Citric acid (H ₃ C ₆ H ₅ O ₇)	In citrus fruits such as lemons and limes; used to adjust pH in foods and beverages
Carbonic acid (H ₂ CO ₃)	In carbonated beverages due to the reaction of carbon dioxide with water
Hydrofluoric acid (HF)	Metal cleaning; glass frosting and etching
Phosphoric acid (H ₃ PO ₄)	Fertilizer manufacturing; biological buffering; beverage preservation

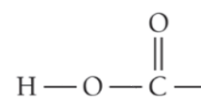
Carboxylic Acid

Acetic acid:



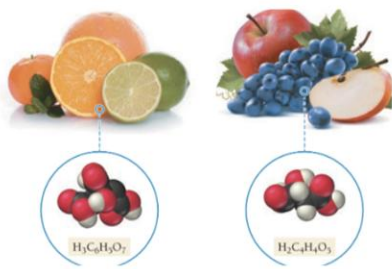
Acetic acid

Acetic acid is a **carboxylic acid**, an acid that contains the following grouping of atoms →



Carboxylic acid group

Dit is een zuur dat te vinden is in stoffen die van levende organismes afkomstig is. Andere voorbeelden van Carboxylic acids zijn citroenzuur (Citric Acid) en appelzuur (malic acid)



Basen

Basen hebben de volgende eigenschappen; een bittere smaak, een slipperig gevoel en kunnen zuren neutraliseren

TABLE 17.2 ■ Common Bases

Name	Occurrence / Uses
Sodium hydroxide (NaOH)	Petroleum processing; soap and plastic manufacturing
Potassium hydroxide (KOH)	Cotton processing; electroplating; soap production; batteries
Sodium bicarbonate (NaHCO ₃)	Sold as baking soda; antacid; source of CO ₂
Sodium carbonate (Na ₂ CO ₃)	Glass and soap manufacturing; general cleanser; water softener
Ammonia (NH ₃)	Detergent; fertilizer and explosives manufacturing; synthetic fiber production

Alkaloïden

Basen zijn veel minder voorkomend in eten dan zuur, dit komend omdat het niet lekker smaakt. Dit feit is waarschijnlijk om ons te beschermen tegen alkaloïden.

Dit zijn organische basen die voorkomen in planten die vaak giftig zijn

(For example, the active component of hemlock—the poisonous plant that killed the Greek philosopher Socrates—is the alkaloid *coniine*.)

Basen zijn slipperig omdat ze reageren met de olie op de huid die een zeepachtig stof vormen.

Ammoniak is een huishoudelijk voorbeeld die dit eigenschap weer geeft.

H17.3 – Definities of Zuren en Basen

Arrhenius

Bedacht door de zweed Svante Arrhenius

Arrhenius Zuur: een stof die, opgelost in water H₃O⁺ ionen vormt

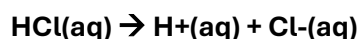
Arrhenius Base: een stof die opgelost in water OH⁻ ionen vormt

Voorbeeld:

Volgens Arrhenius is NaOH een Base omdat het OH⁻ los laat in oplossing



Volgens Arrhenius is HCl een Zuur, omdat het een H⁺ loslaat in oplossing



Brønsted-Lowry

Deze definitie focust op het afgeven van H⁺ ionen in een zuur-base reactie. Deze definitie is gebaseerd op een proton donor en proton acceptor.

Brønsted zuur: Het deeltje (molecuul of ion) dat een proton afstaat, dus een *Proton Donor*

Brønsted base: Het deeltje (molecuul of ion) dat een proton opneemt, dus een *Proton Acceptor*

In een Zuur-Base Reactie is er altijd spraken van een Proton Acceptor (Base) en een Proton Doner (Zuur)

Voorbeeld:

Zuur:

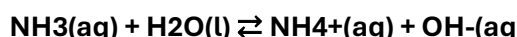
HCl is an acid because, in a solution, it donates a proton to water:



Water gedraagt zich hier als een base omdat het een proton opneemt (*Proton Acceptor*)

Base:

The Brønsted–Lowry definition also applies nicely to bases (such as NH₃) that do not inherently contain OH⁻ ions but still produce OH⁻ ions in solution. According to the Brønsted–Lowry definition, NH₃ is a base because it accepts a proton from water:



Water gedraagt zich hier als een Zuur omdat het een proton afstaat (*Proton Donor*)

Water kan het allebei om het een *Amfoliet* is

Geconjugueerd

Geconjugeerde zuur-base paren zijn paren die met elkaar te maken hebben omdat de Zuur en de Base 1 Proton verschillen

Dus een geconjugeerde zuur is een base waar een proton aan toegevoegd is, en een geconjugeerde base is een zuur waar een proton van verwijderd is.

Het zuur heeft een proton meer dan z'n geconjugeerde base

Voorbeeld

Zuur $\leftrightarrow$ **Base**

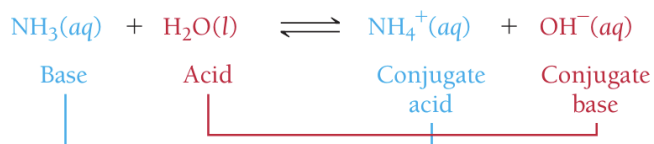
$\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{OH}^-$

$\text{H}_3\text{O}^+ \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}$

$\text{HCl} \leftrightarrow \text{Cl}^-$

$\text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{CO}_3^{2-}$

(H_2O kan als zuur bestaan of als base afhankelijk van wat er nodig is in de situatie, een [amfolyet](#))



Summarizing the Brønsted-Lowry Definition of Acids and Bases:

- A base accepts a proton and becomes a conjugate acid.
- An acid donates a proton and becomes a conjugate base.

Lewis

Lewis zuur: deeltje dat een elektronenpaar opneemt

Lewis base: deeltje dat een elektronenpaar afstaat

H17.4 – Zuursterkte en Zuur Ionisatie Constant (K_a)

Een elektrolyt die helemaal op breekt in een oplossing is een sterke elektrolyt maar een [Sterk Zuur](#) doet in principe hetzelfde. Waar, net zoals zwakke elektrolyten, breekt een [Zwak Zuur](#) niet helemaal op

In andere woorden de sterkte van het zuur is afhankelijk van de het equilibrium

Zuursterkte

In hoeverre een zuur sterk of zwak is afhankelijk van de aantrekking tussen het anion van het zuur (de geconjugeerde base) en het proton en de relatieve aantrekking van deze ionen tot water

Als de aantrekking tussen het Proton en het anion klein is dan willen de ionen niet graag terug naar de originele en willen door met ($\rightarrow$) de reactie, [het zuur is dan sterk](#). Het zuur wilt volledig gesplitst blijven.

Het omgekeerde geldt ook; als de aantrekking tot het proton en het anion groot is dan willen ze graag terug reageren ($\rightleftharpoons$), [en is het zuur zwak](#).

“In general, the stronger the acid, the weaker the conjugate base and vice versa”

TABLE 17.4 ■ Some Weak Acids

Hydrofluoric acid (HF)	Sulfurous acid (H_2SO_3) (diprotic)
Acetic acid ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$)	Carbonic acid (H_2CO_3) (diprotic)
Formic acid (HCHO_2)	Phosphoric acid (H_3PO_4) (triprotic)

Sterke Zuren

An HCl solution contains virtually no intact HCl; the HCl has essentially all ionized to form $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ and $\text{Cl}^-(\text{aq})$ (Figure 17.4 ▼). A 1.0 M HCl solution has an H_3O^+ concentration of 1.0 M. Abbreviating the concentration of H_3O^+ as $[\text{H}_3\text{O}^+]$, we say that a 1.0 M HCl solution has $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \text{ M}$.

Table 17.3 lists the six important strong acids. The first five acids in the table are [monoprotic acids](#), acids containing only one ionizable proton.

Sulfuric acid is an example of a [diprotic acid](#), an acid containing two ionizable protons

TABLE 17.3 ■ Strong Acids

Hydrochloric acid (HCl)	Nitric acid (HNO_3)
Hydrobromic acid (HBr)	Perchloric acid (HClO_4)
Hydroiodic acid (HI)	Sulfuric acid (H_2SO_4) (diprotic)

Zwakke Zuren

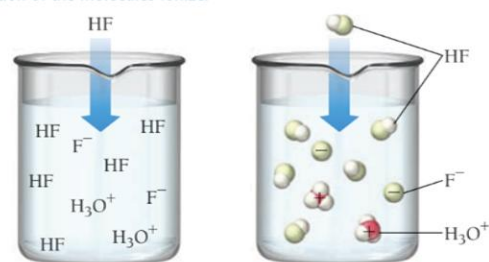
Zwakke zuren ioniseren niet geheel of alleen gedeeltelijk.

An HF solution contains a large number of intact (or un-ionized) HF molecules; it also contains some $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ and $\text{F}^-(\text{aq})$.

In other words, a 1.0 M HF solution has an $[\text{H}_3\text{O}^+]$ that is much less than 1.0 M because only some of the HF molecules ionize to form H_3O^+ .

A Weak Acid

When HF dissolves in water, only a fraction of the molecules ionize.



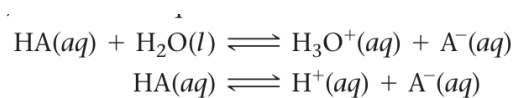
Het zuur ionisatie constante (K_a)

Hier mee kan de relatieve sterkte van een zwak zuur bepaald worden

K_a wordt ook wel het equilibrium constante voor de ionisatie reactie van zwakkere zuren.

Voorbeeld:

A is een placeholder ion voor het voorbeeld



the equilibrium constant is:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

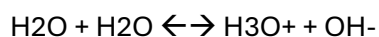
H17.5 – Autoprotolyse van water en pH

Autoprotolyse van water

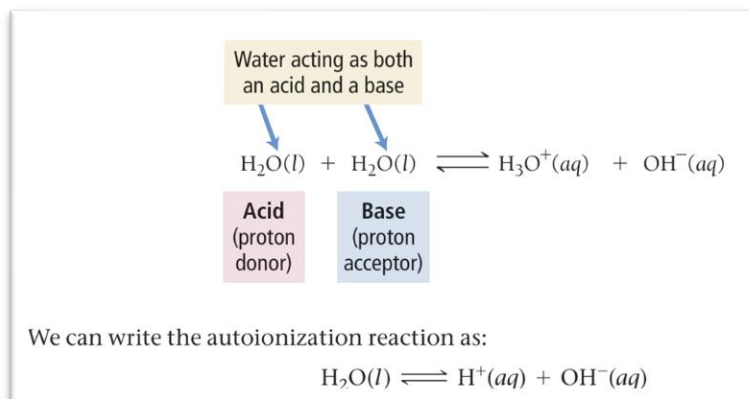
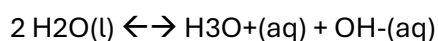
Water is amfoliet; het kan zich gedragen als een zuur of een base. Zelfs als het PUUR is, reageert water als een zuur of een base met zichzelf, dit heet **Autoprotolyse**.

(In het boek noemen ze het Autoionization)

Water reageert met zichzelf



Of



Water Constante

The equilibrium constant expression for this reaction is the product of the concentration of the two ions:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{OH}^-] = [\text{H}^+] * [\text{OH}^-]$$

K_w 25°C = 1,0x10⁻¹⁴ mol voor alleen H⁺

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} \text{ 25°C} = 1,0 \times 10^{-7} \text{ Mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{OH}^-] = K_w \text{ 25°C}$$

$$1,0 \times 10^{-7} \text{ Mol/L} * 1,0 \times 10^{-7} \text{ Mol/L} = 1,0 \times 10^{-14} \text{ mol}$$

Dit betekent dat voor berekenen van bijvoorbeeld [H₃O⁺] kunnen we K_w omschrijven

De waardes zijn allemaal in Mol

$$[\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$1,0 \times 10^{-14} / [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

pH Schaal

Dit is een compacte schaal voor de zuurgraad, gebaseerd op de concentratie [hydronium-ionen](#).

pH is de negatieve Log van de hydronium ionen $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$

De pH schaal doet niet (helemaal) aan significante cijfers, de **significante cijfer aantal** worden de hoeveelheid **Decimalen**

Voorbeeld

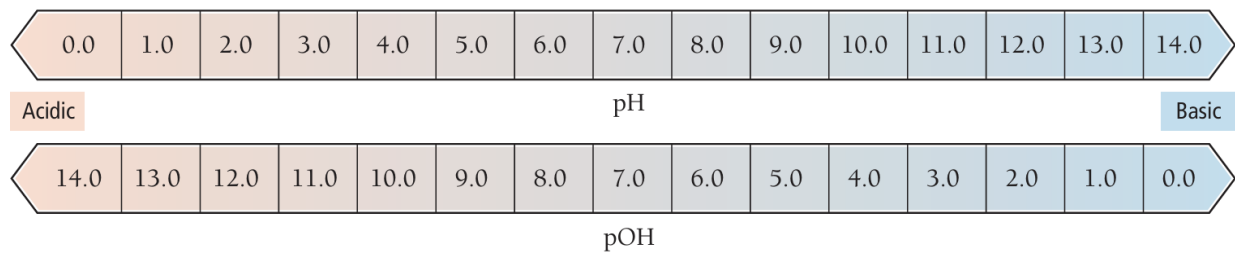
Input	pH -Log
-------	---------

3 Significante cijfers	→ 3 decimalen
------------------------	---------------

1.00	→ 3.000
------	---------

pOH Schaal

Dit is hetzelfde maar tegenovergesteld ipv H_3O^+ is het de -Log van OH^-



H17.6 – Het vinden van $[H_3O^+]$ en de pH van sterke en zwakke zuren

Sterke zuren

In bijna alle gevallen lost per definitie het hele zuur op in water, dit betekent dat bij bijvoorbeeld HCl van 0.10M er dan ook 0.10M H_3O^+ in het water zit. dit is natuurlijk omdat HCl in gelijke delen opsplitst, en dan weet je hoeveel je hebt waar mee je dan vervolgens ook de pH kan bereken met het logaritme

Zwakke zuren

Bij zwakke zuren is dit lastiger omdat de hoeveelheid H^+ niet gelijk is aan de concentratie van het zwakke zuur. Hier is een methode/berekening voor.

$V_{(oor)}T_{(ijdens)}N_{(a)}$ Table:

Hiervoor gebruiken we het voorbeeld zuur HA met een concentratie van 0.10M water doet zijn eigen ding en is zo weinig dat we die wegdenken

Reactievergelijking	HA	+	H ₂ O	⇌	H ₃ O ⁺	+	A ⁻
Voor	0.10M		N/A		≈0.00		≈0.00
Tijdens	-x (HA verdwijnt in de reactie)		N/A		+x (H ₃ O ⁺ wordt gecreëerd in de reactie)		+x (A ⁻ wordt gecreëerd in de reactie)
Na	0.10M - x		N/A	÷	x	*	x

Met deze gegevens kan je een berekening opstellen door beide kanten met elkaar te delen.

Dus dan krijg je $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]} = \frac{x \cdot x}{0.10M - x} = \frac{x^2}{0.10M - x}$ hierbij wordt de -x weggestreept omdat die te klein is.

Vervolgens is dit om te schrijven naar een formule van $x^2 = K_a * 0.10M \Rightarrow x = \sqrt{K_a * 0.10M}$ deze berekening mag **maximaal** een afwijking hebben van 5% van het originele 0.10M. x is hier de hoeveelheid H_3O^+ in mol

Gemixte zuren

Bij gemengde zuren lijkt dit lastig maar dat hoeft het natuurlijk niet te zijn. Er zijn altijd 3 mogelijke bronnen van H^+ (sterkzuur, zwakzuur en autoprotolyse van water)

Sterk en een zwak zuur mengsel

We weten dat een zwakzuur weinig H^+ loslaat vaak met een 10^{-4} -macht erg klein en sterk 1:1. Hierbij onderdrukt het sterke zuur het zwakke zuur, hierdoor ka het zwakke zuur minder H^+ kwijt dan normaal.

HCl geeft 0.10 M

HCHO₂ geeft $1.8 \cdot 10^{-4}$ M ofwel 0.00018 M

Total $[H_3O^+] = 0.10 \text{ M} + 0.00018 \text{ M} = 0.10 \text{ M}$ significant

As we can see, since the significant figure rules for addition limit the answer to two decimal places, the amount of H_3O^+ contributed by HCHO₂ is completely negligible. The amount of H_3O^+ contributed by the autoionization of water is even smaller and therefore similarly negligible

Zwak en zwak Mengsel

Als de K_a van de 2 zwakke zuren ver genoeg van elkaar af liggen (als ze meer dan een factor van een paar honderd) dan zolang de concentraties van de zuren vergelijkbaar zijn (of de concentratie van het sterkere zuur hoger is) dan kunnen we aannemen dat het zwakkere zuur niet zo veel bijdraagt aan de

concentratie H_3O^+ . Dit is voor dezelfde reden als bij een sterk en een zwak zuur, significantie en onderdrukking van het zwakkere zuur.

17.7 – Basische oplossingen

Sterke Basen

Net zoals sterke zuren splitst een sterke base zich ook volledig op in delen. NaOH bijvoorbeeld splitst volledig op in Na^+ en OH^- . OH^- en Na^+ staan dus 1:1 net zoals een sterk zuur

Maar in tegenoverstelling van diprotische zuren laten base al hun OH^- in een keer los in plaats van in stappen.

Zwakke base

Zwakke base zijn ook bijna hetzelfde als zwakke zuren. Maar in plaats van OH^- loslaten zoals sterke base neemt een zwakke base een proton(H) af van water waardoor H_2O verander in OH^- .

Standaard formule zwakke base:



Een zwak zuur zoals ammonia doet dit



Base Ionisatie constante (K_b)

K_b is hetzelfde als K_a maar dan voor base en in plaats van H^+ wordt hier OH^- mee berekend en pOH in plaats van pH.

K_b wordt berekend op dezelfde manier als K_a en met [dezelfde VTN Tabel](#)

H17.8 – De zuur–base eigenschappen van ionen en zout

Ionen en zoutten kunnen het pH van een oplossing veranderen zowel omhoog als omlaag. Dit is afhankelijk van de anionen en kationen waar het uit opgebouwd is

Meestal vormen kationen basische of neutrale oplossingen en anionen zure of neutrale oplossingen

Anionen als zwakke basen

We kunnen anionen zijn als geconjugeerde base van een zuur

An- betekent minder, ion is een ion

Anion is een ion met een lagere charge

This anion	is the conjugate base of	this acid
Cl^-		HCl
F^-		HF
NO_3^-		HNO_3
$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$		$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$

- Een anion dat een geconjugeerde base is van een zwak zuur is zelf een zwakke base
- Een anion dat een geconjugeerde base is van een sterk zuur is altijd pH neutraal (dus niet zuur of base)

Voorbeeld:

Cl- anion, de geconjugeerde base van HCl een sterk zuur, die is pH neutraal

F- anion is de geconjugeerde base van HF een zwak zuur, dit anion ioniseert water van H_2O tot H^+ en OH^-

Kationen als zwakke zuren (3 soorten)

(P. 805)

Waar anionen soms als zwakke base kunnen uitten, uitten kationen als zwakke zuren. Ze bestaan over het algemeen als 3 soorten

1. [Tegenionen van sterke basen](#)
2. [Kationen als conjugeerde zuur van een zwakke base](#)
3. [Kationen die kleine sterk geladen metalen zijn](#)

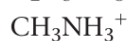
Tegenionen van sterke zuren

Sterke base zoals NaOH of $\text{Ca}(\text{OH})_2$ bestaat meestal uit hydroxide ionen en een tegen ion. In een oplossing breekt een sterke base volledig op in OH^- en het tegen ion. *Over het algemeen zijn tegen ionen pH neutraal.*

Kationen als geconjugeerde zuur van een zwakke base

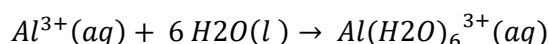
Als een Kation gevormd wordt van een non ionische zwakke base, zal met toevoegen van een H^+ een geconjugeerde zuur worden van die base.

This cation is the conjugate acid of this weak base

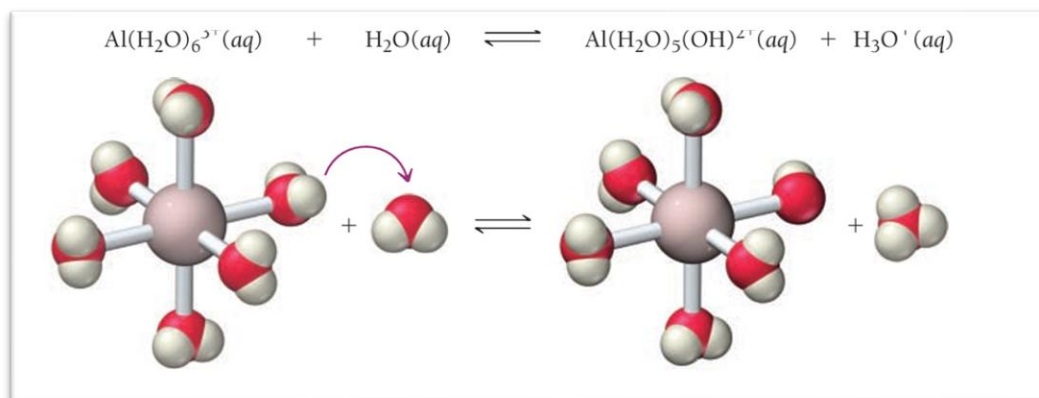


Kationen dat kleine sterk geladen metalen zijn

Kleine sterk geladen metalen zoals Al^{3+} en Fe^{3+} vormen zwakke zure oplossingen. Bijvoorbeeld wanneer Al^{3+} in water opgelost wordt, wordt het gehydrateerd zoals hier onder te zien



De gehydrateerde vorm van deze kationen doen zich voor als een [Brønsted-Lowry zuur](#)



Zowel de alkalimetaalkationen, als de aardalkalimetaalkationen ioniseren water ook op deze manier, maar *alleen kationen van veel andere metalen doen dat*. Hoe kleiner en sterker geladen het kation, hoe zuurder het gedrag.

Zout oplossingen classificeren als zuur, basische of neutrake oplossingen

Omdat zouten bestaan uit verschillende anionen en kationen kunnen ze zich gedragen als zuur basisch of neutraal afhankelijk van de ionen die erbij betrokken zijn.

1. Zouten waarin zowel de kationen als het anion zich niet gedragen als een zuur of base vormen een neutrale oplossing

Een zout waarin het kation het tegen ion is van een sterke base en waarin het anion de geconjugeerde base is van een sterk zuur, vormen een neutrale oplossing.

Enkele voorbeeld zouten:

NaCl
sodium chloride

$Ca(NO_3)_2$
calcium nitrate

KBr
potassium bromide

Cations are pH-neutral.

Anions are conjugate bases of strong acids.

2. Zouten waar het Kation *niet* voor doet als zuur maar het Anion zich **wel als base** voordoet en **een basische oplossing vormen**

Een zout waarin het kation een tegen ion is van een sterke base en waar het anion een geconjugeerde base is van een zwak zuur vormen een basische oplossing

Voorbeeld zouten:



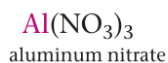
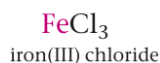
Cations are pH-neutral.

Anions are conjugate bases of weak acids.

3. Zouten waar het Kation **wel als een zuur** en het Anion **niet als een base** voordoen, **vormen een zure oplossing**

In zouten waar het Kation of een geconjugeerde zuur van een zwakke base of een kleine sterk geladen metaal en waar het Anion de geconjugeerde base is van een Sterk zuur vormen een zure oplossing

Voorbeeld zouten:



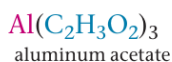
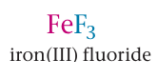
Cations are conjugate acids of weak bases or small, highly charged metal ions.

Anions are conjugate bases of strong acids.

4. Zouten waar het Kation **werkt als een zuur** en het Anion **die werkt als een base** vormen een oplossing waar het **pH afhankelijk is van de relatieve sterkte van het zuur of base**

Een zout waarin het Kation een geconjugeerde zuur van een zwakke base of een klein, sterk geladen metaalion is en waarin het anion de geconjugeerde base is van een zwak zuur, vormt een oplossing waarin de pH afhangt van de relatieve sterktes van het zuur en de base.

Voorbeeld zouten:



Cations are conjugate acids of weak bases or small, highly charged metal ions.

Anions are conjugate bases of weak acids.

H18 – Aquatisch Ionisch Equilibrium

H18.4 – Titraties en pH Curves

H22 – Organische Chemie

Organische chemie is de studie van koolstof houdende verbindingen. Koolstof is uniek in het enorme aantal verbindingen dat het vormt. Er zijn miljoenen organische verbindingen bekend en onderzoekers ontdekken elke dag nieuwe. Koolstof is ook uniek in de diversiteit aan verbindingen die het vormt. In de meeste gevallen kan een vast aantal koolstofatomen worden gecombineerd met een vast aantal atomen van een ander element om veel verschillende verbindingen te vormen. Bijvoorbeeld, 10 koolstofatomen en 22 waterstofatomen vormen 75 duidelijk verschillende verbindingen. Met koolstof als ruggengraat is de natuur in staat om dezelfde combinatie van atomen te nemen en ze op iets verschillende manieren aan elkaar te binden om een enorme verscheidenheid aan stoffen te produceren. Het is niet verwonderlijk dat het leven gebaseerd is op de chemie van koolstof, omdat het leven diversiteit nodig heeft om te bestaan, en organische chemie is niets anders dan divers. In dit hoofdstuk werpen we een blik in het 'oerwoud' van Friedrich Wöhler en ontdekken we de meest opmerkelijke dingen

H22.1 – Koolstof

Organische Moleculen:

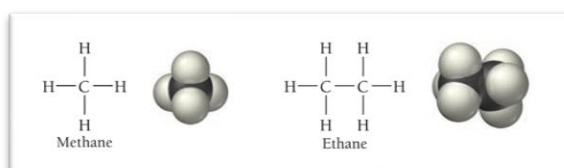
Dit zijn moleculen met een koolstof skelet gekoppeld aan andere elementen, zoals H, N, O en S.

Organische Chemie:

is onderzoeken naar organische moleculen.

H22.2 – waarom is koolstof uniek

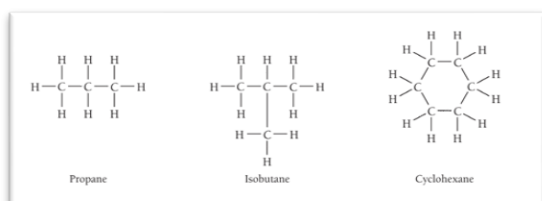
1. Het maken van 4 bindingen



2. De mogelijkheid om dubbele en tripple bindingen te maken



3. De neiging om te vertakken



H22.3 – Koolwaterstoffen

Hydrocarbons kunnen geclassificeerd worden als een van de volgende 4 categorieën

1. Alkanen
2. Alkenen
3. Alkynen
4. Aromatische hydrocarbons

Alkanen, alkenen en alkynen kunnen ook **alifatische hydrocarbons**, dit is gebaseerd op het type bindingen binnen deze moleculen.

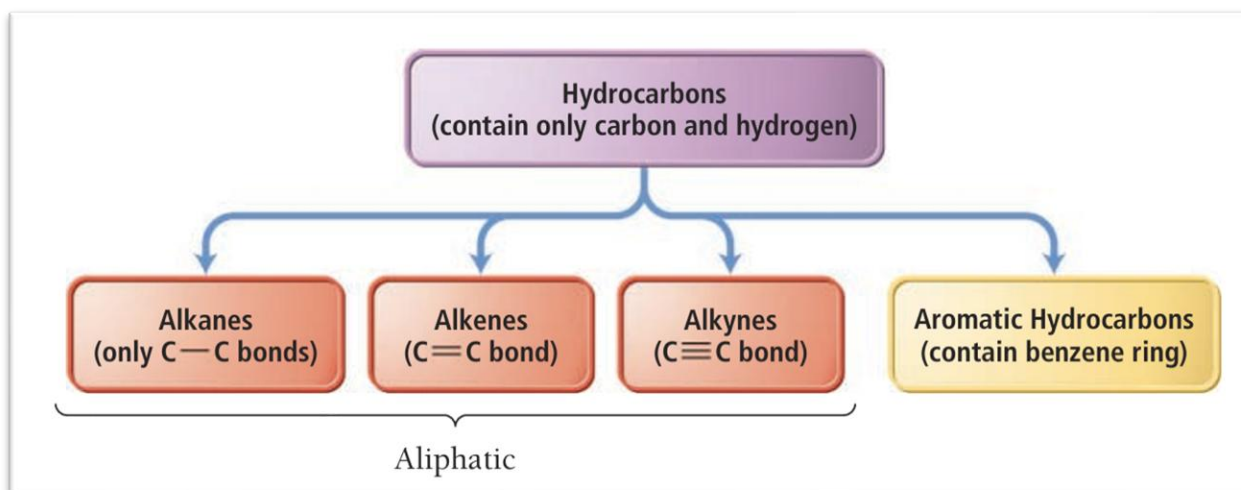


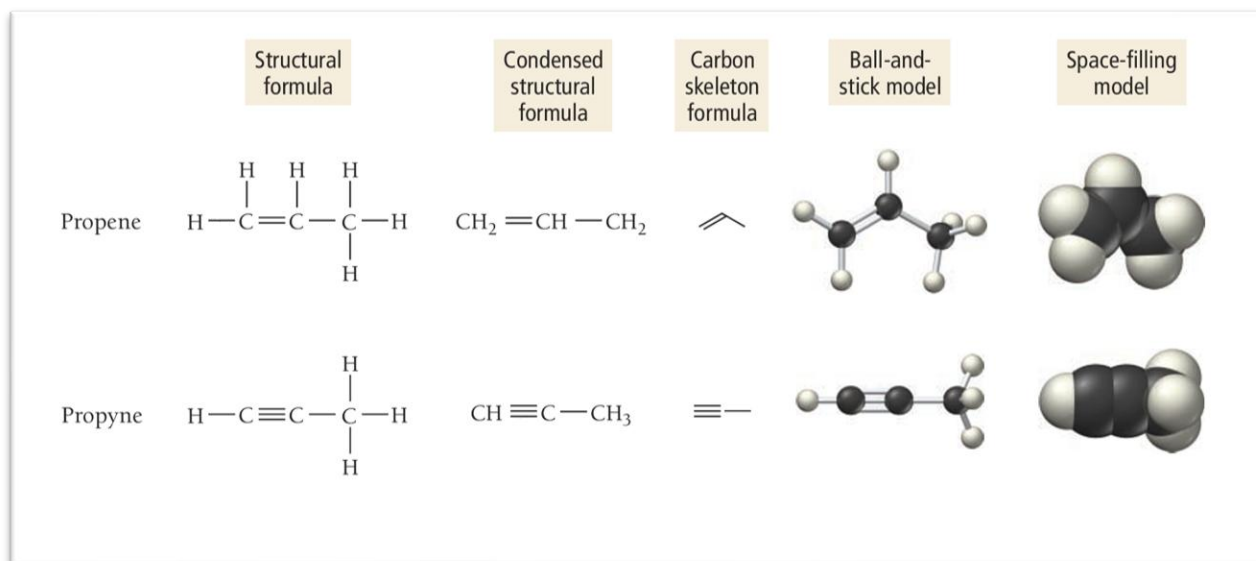
TABLE 22.1 ■ Alkanes, Alkenes, Alkynes

Type of Hydrocarbon	Type of Bonds	Generic Formula*	Example
Alkanes	All single	C_nH_{2n+2}	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C} & - & \text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$ Ethane
Alkenes	One (or more) double	C_nH_{2n}	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C} = \text{C} \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$ Ethene
Alkynes	One (or more) triple	C_nH_{2n-2}	$\text{H}-\text{C} \equiv \text{C}-\text{H}$ Ethyne

* n is the number of carbon atoms. These formulas apply only to noncyclic structures containing no more than one multiple bond.

Structuurisomeren

zelfde formule met een andere structuur



Stereo-isomeren

dit zijn moleculen met dezelfde bindingen maar met een andere oriëntatie. Bestaan uit 2 soorten

1. Geometrische isomeren
2. Optische isomeren

Optische isomeren

dit zijn moleculen die het spiegelbeeld zijn van elkaar

H22.4 – naamgeving alkanen

Alkanen worden ook wel verzadigde hydrocarbons genoemd

H22.5 – Alkanen en alkynen

Onverzadigde koolwaterstoffen

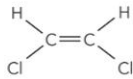
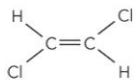
- Alkeen: C_nH_{2n}
 - Oftewel een dubbele binding in de keten
- Alkyn: C_nH_{2n-2}

Stereo isomeren

1. Geometrische isomeren

- Cis/Trans isomeren
 - Ouderwets
- Z/E Isomeren
 - Zusamen (samen)
 - Entgegen (ertegenover)

TABLE 22.9 ■ Physical Properties of *cis*- and *trans*-1,2-Dichloroethene

Name	Structure	Space-filling Model	Density (g/mL)	Melting Point (°C)	Boiling Point (°C)
<i>cis</i> -1,2-Dichloroethene			1.284	-80.5	60.1
<i>trans</i> -1,2-Dichloroethene			1.257	-49.4	47.5

2. Optische isomeren

- Spiegelbeeldisomeren/enantiomeren

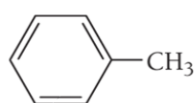
Geometrische isomeren

H22.7 – Aromatic hydrocarbons

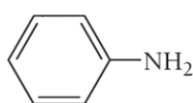
Benamen van aromatische koolwaterstoffen

Meeste van de aromatische koolwaterstoffen hebben de volgende naam structuur, (sub groep)benzeen

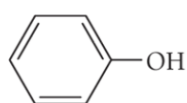
Er zijn uitzonderingen op de regel, de moleculen hieronder doen niet mee aan de naamstructuur en kan je alleen leren.



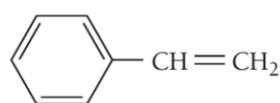
Toluene



Aniline

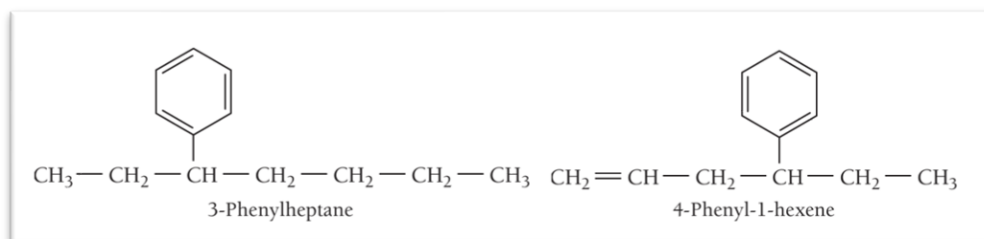


Phenol

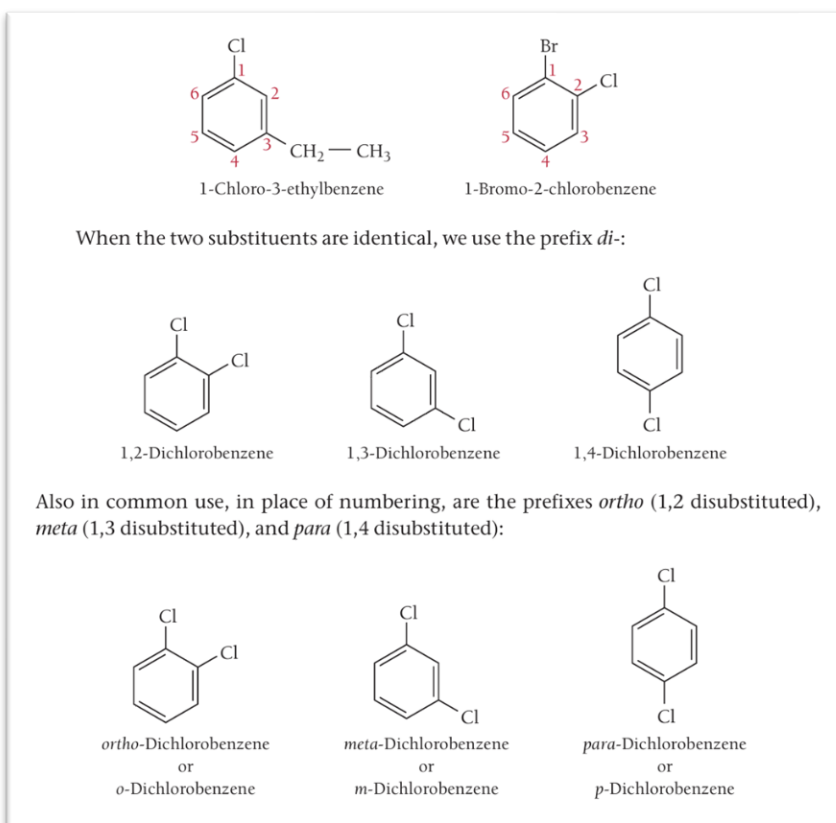


Styrene

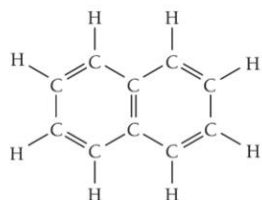
Bij **grotere groepen** wordt de benzeen groep vaak benoemd als subgroep, **Phenylgroep**



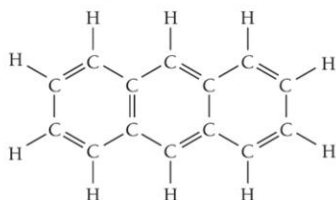
Als er meerder subgroepen aan de benzeen ring zit wordt het benoemd zoals bij de **Alifatische koolwaterstoffen**



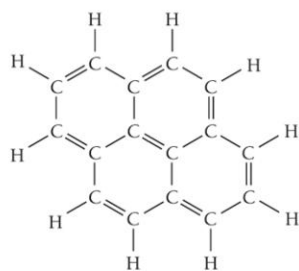
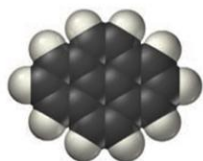
Polycyclic aromatische koolwaterstoffen



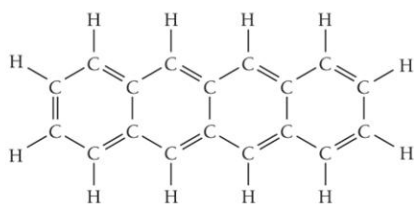
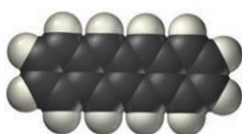
Naphthalene



Anthracene



Pyrene



Tetracene

H22.8 – Functional groups

TABLE 22.10 ■ Some Common Functional Groups

Family	General Formula*	Condensed General Formula	Example	Name
Alcohols	$R-OH$	ROH	CH_3CH_2OH	Ethanol (ethyl alcohol)
Ethers	$R-O-R$	ROR	CH_3OCH_3	Dimethyl ether
Aldehydes	$R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$	$RCHO$	$CH_3-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$	Ethanal (acetaldehyde)
Ketones	$R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-R$	$RCOR$	$CH_3-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-CH_3$	Propanone (acetone)
Carboxylic acids	$R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OH$	$RCOOH$	$CH_3-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OH$	Ethanoic acid (acetic acid)
Esters	$R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OR$	$RCOOR$	$CH_3-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OCH_3$	Methyl acetate
Amines	$R-\overset{\overset{R}{\mid}}{N}-R$	R_3N	$CH_3CH_2-\overset{\overset{H}{\mid}}{N}-H$	Ethylamine

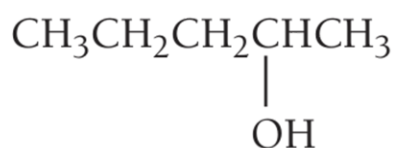
H22.9 – Alcohols

Hydroxyl Groep

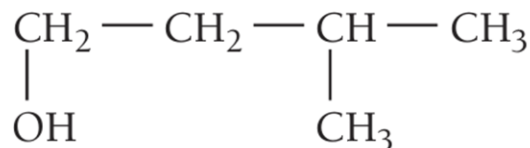
Alcohols zijn organische moleculen met de -OH groep (aka de hydroxyl groep)

Benoemen van alcoholen

- De kern naam is de langste keten met de -OH groep er aan
- De kern naam eindigt op -ol (Bijv. Ethanol)
- We nummeren de hoofdgroep om de -OH een zo laag mogelijk nummer te geven
- We zetten de nummer van de -OH groep voor de naam (Bijv. 2-pentanol of 3-methyl,1-butanol)



2-Pentanol



3-Methyl-1-butanol

Alcoholreacties

Substitutie

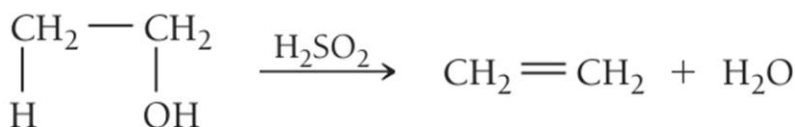
Een alcohol kan, samen met een zuur zoals bijv HBr, reageren tot een halogeneerde koolwaterstof ketting



d

Eliminatie of dehydration

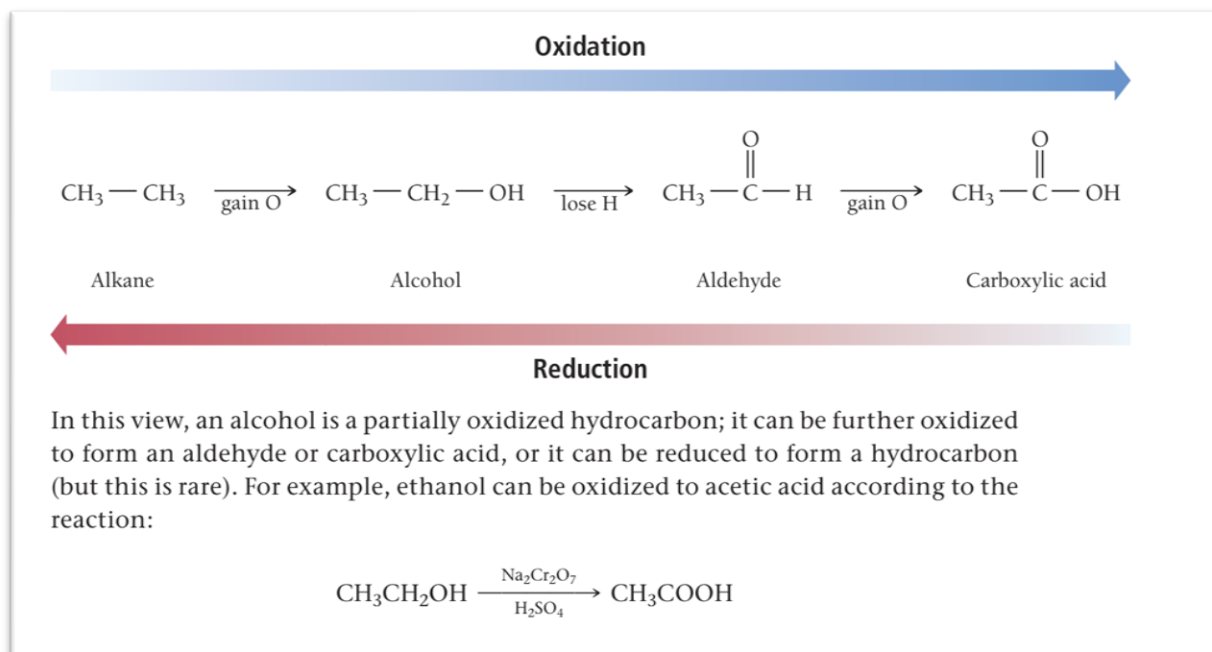
Een alcohol kan ook dehydreren onder invloed van geconcentreerde zuren zoals H₂SO₄, dit vormt een alkeen.



Oxidatie

Bij organische chemie is Oxideren is het er bij krijgen van zuurstof, of het kwijtraken van een H.

Reductie is hier dan ook het omgekeerde, het kwijtraken van zuurstof of het erbij krijgen van H



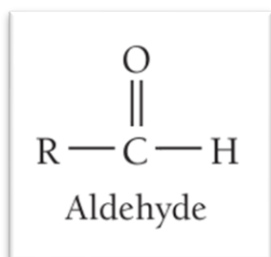
Reactie met actieve metalen

Het reageert ook met actieve metalen zoals Natrium, dit metaal koppelt zich dan aan de O van de OH groep en de H verdwijnt als $\frac{1}{2}$ H₂ gas

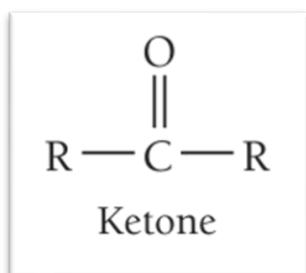
H22.10 – Aldehydes and Ketones

Aldehyde en Ketone

Aldehyde Hebben de volgende formule:



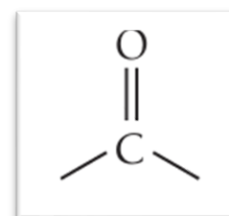
Ketone hebben de volgende formule:



Carbonyl Groep

Deze soorten hebben allebei deze groep als functionele groep

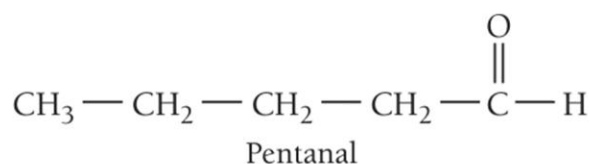
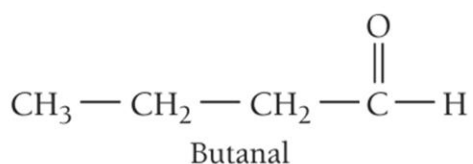
Ketone hebben 2 restgroepen waar aldehyde er maar 1 heeft met een H aan de andere kant



Naamgeving van aldehyde en ketone

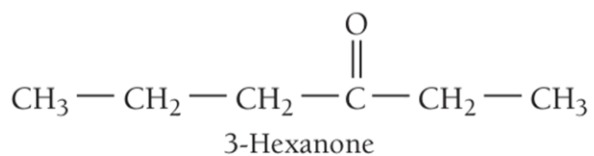
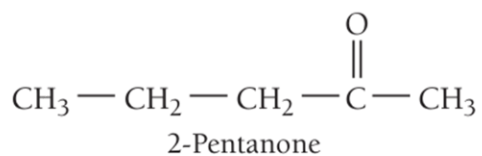
Aldehyde

Veel aldehydes hebben eigen namen, maar systematische namen zijn wel te maken. De nieuwe eind naam is -al (Bijv. Butanal)

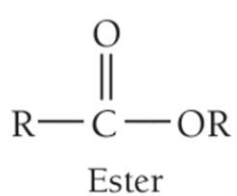
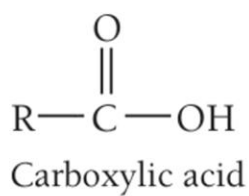


Ketone

Ketone krijgen de naam van de langste koolstof keten met e carbonyl groep, de carbonyl groep dient de laagst mogelijke nummer tekrijgen.



H22.11 – Carboxylic Acids and Esters



H22.12 – Ethers

H22.13 – Amines