*HOOFDSTUK 6 -> KOOLSTOFCHEMIE*

**Paragraaf 1 -> alkanen en alkenen**

Koolwaterstoffen

* Organische chemie -> bestuderen van koolstofverbindingen
* Koolstofchemie -> vernieuwende naam van organische chemie
* Koolwaterstoffen -> een binding die bestaat uit koolstofatomen en waterstofatomen
* Isomeren -> stoffen die dezelfde molecuulformule hebben maar andere structuurformules
* Verzadigd -> alleen enkele bindingen
* Onverzadigd -> 1 of meer dubbelde bindingen

Alkanen en alkenen

* Alkanen -> altijd verzadigd
* Alkenen -> verzadigd en onverzadigd

**Paragraaf 2 -> karakteristieke groepen**

* Koolstofzijgroep -> niet in de hoofdgroep (voorvoegsel -> alkyl)

1. Halogeenverbinding (groep 17) -> als er 1 H-atoom wordt vervangen door een halogeen atoom
2. Alcoholen (-O-H) -> hoogste prioriteit (achtervoegsel –ol)
3. Carbonzuren (-OH + =O -> COOH) -> hoogste prioriteit –zuur
4. Aminen (-NH2) -> hoogste prioriteit –amine

**Paragraaf 3 -> reacties**

Substitutiereacties

* Alkaan en halogeen
* Verloopt door invloed van Uv-licht -> endotherme reactie
* Word geschreven in molecuulformules, doordat je niet weet welk H-atoom wordt vervangen

Vb. C2H6 + Cl2 -> C2H5Cl + HCl

* Bij een overmaat aan chloor dan wordt er geen H-atoom vervangen

Additiereacties

* Alkeen en halogeenverbinding
* De dubbele binding in alkeenmolecuul breekt en binden zich beide met de halogeenatomen
* Waterstof + alkeen = alkaan
* Water + alkeen = alkanol
* Of er onverzadigde bindingen zijn kan je aantonen door een broomoplossing (reagens)

Productie van ethanol

* Productieprocessen (12 volume-%)

1. Additie -> water + etheen. Katalysator vereist
2. Vergisting -> glucose = ethanol + koolstofdioxide. Enzymen nodig.

**Paragraaf 4 -> esters**

Wat zijn esters?

* Een groep koolstofbindingen die ontstaat na een reactie van een alcohol en carbonzuur
* Voor? -> geur en smaakstoffen, oplosmiddelen, acrylverf, lijm en vetzuren
* Condensatiereactie -> twee moleculen koppelen en word een klein molecuul (vaak H2O) afgesplitst.

De reactie

* Alcohol en carbonzuur

1. De –OH groep van het zuur vormt samen met het H-atoom van de alcoholgroep water
2. Het koolstofatoom van het zuur vormt vervolgens een binding met het zuuratoom van de alcoholgroep

* Reactie naar rechts -> ester (condensatie)
* Reactie naar links -> hydrolyse

**Paragraaf 5 -> evenwichten**

* Omkeerbare reacties zijn reacties die onder vrijwel gelijke omstandigheden tegelijkertijd kunnen verlopen
* Eisen -> er verlopen twee evenwichtsreacties tegelijkertijd met dezelfde snelheden en de concentraties van de stoffen in het reactievat veranderen niet meer
* Evenwicht reactie -> aflopende reactie = 1 van de reagerende stoffen weghalen

*Evenwichtsvoorwaarden*

* Concentratiebreuk -> een formule waarin de concentraties van de beginstoffen en die van de reactieproducten op een bepaalde manier worden weergegeven.

Vb. N2O4 -> <- 2NO2

Opstellen van een concentratie breuk -> K = evenwichtsconstante

1. De concentratie van de reactie stoffen staan in mol/L en staan in de teller (bovenin) -> gebruik vierkante haken omdat het om een concentratie gaat
2. De concentratie van de beginstoffen in mol/L en staan in de noemer (bovenaan)
3. De exponent zet je neer als een macht (als je de stof 1x hebt mag je die weglaten)
4. De uitkomst hiervan moet gelijk zijn aan de K (evenwichtsconstante)

*HOOFDSTUK 7 -> ZUREN*

**Paragraaf 1 -> de pH-waarde van een oplossing**

Oplossing kan zuur, neutraal of basisch zijn

* Zuur -> 7>
* Neutraal -> =7
* Basisch -> 7<

Hoe lager de pH, hoe zuurder de oplossing = bepalen door indicatoren

-> lakmoes (papier) = pH-waarde onnauwkeurig meten

-> universeel indicatorpapier = neemt een kleur aan voor een bepaalde pH-waarde

-> pH-meter = pH-waarde nauwkeurig meten

-> omslagpunt (BiNas tabel 52) = van laag naar hoge pH-waarde tussen omslagpunt in, betekend kleuren mengen

**Paragraaf 2 -> zuren in water**

Alle zure oplossingen:

* Hebben een zure smaak
* Beinvloeden de kleur van zuur-base-indicatoren
* Geleiden elektrische stoom
* Hebben een pH-waarde die kleiner is dan 7

-> in alle zure oplossingen zitten waterstofionen, doordat er een chemische reactie plaats vindt dat het zuur met het water mengt

Vb. HCl -> H+ (aq) + Cl- (aq)

-> de negatieve ionen die ontstaan zijn zuurrestionen

Sterke zuren

* Geen opgeloste moleculen
* Aflopende reactie
* BiNas tabel 49 = HCIO4 t/m H3O

Zwakke zuren

* Opgeloste moleculen
* Evenwichtsreactie
* BiNas tabel 49 = CCCl3 – COOH t/m H2O

-> BiNas tabel 49 = alles na H2O zijn geen zuren

Organische zuren

* Koolstofskelet
* 1 of meer zuurgroepen = -COOH
* Allemaal zwakke zuren

Anorganische zuren

* Moleculaire anorganische zuren
* BiNas tabel 66b
* Formule begint met H-

Stabiel of instabiel zuur?

* Bijna alle zuurmoleculen zijn stabiele moleculen, ze zullen dus niet zomaar uiteenvallen in kleinere moleculen
* In water worden ze wel deels omgezet in een H+ ion en een negatief ion
* Uitzondering! = instabiele zuren

Vb. Koolzuur -> CO2 + H2O (H2CO3)

1. H2O + CO2 (aq) -> <- H2CO3 (aq)
2. H2CO3 -> <- H+ (aq) + HCO3- (aq)

CO2 kan ontsnappen wat bijvoorbeeld cola minder zuur maakt

**Paragraaf 3 -> molariteit**

Gehalte van een stof

* %, PPM of PPB (hoofdstuk 4) = bij alle mengsels mogelijk
* Concentratie (in g/L) = alleen oplossingen

*Aantal gram opgeloste stof/ aantal liter oplossing*

Oplosbaarheid van zouten in g/Kg

* Molariteit (in mol/L) = oplossing

1. *Aantal mol opgeloste stof/aantal liter oplossing*
2. *Aantal mini-mol opgeloste stof/aantal ml oplossing*

* Molariteit van … = [ … ]
* Molariteit veranderd alleen als je er wat er of de andere stof bijdoet, niet als je bijvoorbeeld de helft pakt.

Molariteit noteren -> mol/L, mmol/ml, M

1. Oplossing van BaCl2 met een molariteit van 0,25 mol/L
2. 0,25 M BaCl2 oplossing
3. [Ba2+] = 0,25 mol/L en [Cl-] = 0,5 mol/L

* Let op! = tussen [ ] mag je alleen de deeltjes opschrijven die echt aanwezig zijn

Molariteit berekenen

1. Bereken aantal mol
2. Stel oplosvergelijking op en bepaal aantal mol van de ionen
3. Bereken … en … door bij beide het aantal mol ionen te delen door het aantal liter oplossing

**Paragraaf 4 -> pH-berekeningen (sterke zuren)**

-> hoe groter de concentratie van de h+ ionen, hoe zuurder de oplossing

-> pH-berekeningen = verband tussen pH en de molariteit van de H+ ionen

-> significantie regel = gaat om de decimalen en geen \*10^...

1. pH = -log [H+]

* pH -> zuurtegraad
* [H+] -> de molariteit va de H+ ionen in mol/L

1. [H+] = 10^-pH

*HOOFDSTUK 8 -> BASEN*

**Paragraaf 1 -> basen in water**

-> basen nemen H+ op -> zo ontstaan OH- ionen

Vb. NH3 + H2O -> <- NH4+ + OH-

-> namen en formules van aantal belangrijke base = 8.4 in boek of tabel 66B

* Niet in binas = hydroxide-ion (OH-) en oxide-ion (O2-) (tabel 49)

Zwakke base

* Evenwichtsreactie
* Grootste deel van de base reageert niet met water
* Formule opschrijven
* Geen aflopende reactie in water
* Tabel 49 = H2O t/m OH-

Sterke base

* Aflopende reactie
* Ionen opschrijven
* 100% ionen
* Aflopende reactie in water
* Tabel 49 = OH- t/m O2-

-> Tabel 49

* CIO4- t/m H2O = oneindig zwakke base (reageren niet als base)

-> bij elk zuur hoort een base en andersom

1. Ionen -> zuurrest ion

* Onderdeel van een zout dus ook een positief ion aanwezig
* In water alleen een reactie als het zout goed oplosbaar is of reageert

1. Moleculaire stoffen

* Ammoniak = NH3
* Aminen = organische stoffen met een –NH2 groep

**Paragraaf 2 -> pH berekenen van basen**

-> pOH = -log [OH-]

-> pOH + pH = 14

Zuur -> zuuroplossing

1. H+
2. [H+]
3. PH = -log [H+]

Base -> basische oplossing

1. OH-
2. [OH-]
3. POH = -log [OH-]

-> molariteit OH- = 10^-pOH

1. PH gegeven
2. POH uitrekenen
3. [OH-] uitrekenen

**Paragraaf 3 -> zwakke base**

-> baseconstante (Kb)

Vb. Oplossing van zout natriumcyanide (NaCN)

1. Zwak base = CN-
2. CN- + H2O -><- HCN + OH-
3. Kb = [Oh-] \* [HCN] / [CN]

-> Kb = reactieproducten/ zwak base

-> hoe groter Kb, hoe zwakker de base

*HOOFDSTUK 9 -> REACTIES EN ENERGIE*

**Paragraaf 1 ->reactiesnelheid**

-> reactiesnelheid (L/s)= de hoeveelheid stof die per seconde en per liter ontstaat of verdwijnt

* De temperatuur van de beginstoffen
* De concentratie van de beginstoffen
* De verdelingsgraad
* Aanwezigheid van een katalysator
* Soort beginstoffen

-> effectief = reactie, dus nieuwe deeltjes

-> niet-effectief = geen reactie

Veel effectieve botsingen per seconde = hoge reactiesnelheid

Activeringsenergie

-> de activeringsenergie is de energiedrempel die de beginstoffen over moeten komen, om daarna op het energieniveau te komen van de reactieproducten

-> hoge activeringsenergie = hoge energiedrempel = lage reactiesnelheid

-> lage activeringsenergie = lage energiedrempel = hoge reactiesnelheid

Verandering in reactiesnelheid

-> 3 factoren die met het botsende deeltjes model zijn te verklaren

1. De concentratie van de beginstoffen
2. De temperatuur van de beginstoffen
3. De verdelingsgraad

-> 2 factoren die met de activeringsenergie zijn te verklaren

1. Soort beginstoffen
2. Aanwezigheid van een katalysator

Berekenen van de gemiddelde reactiesnelheid (mol/L/s)

Concentratieverandering / verstreken tijd

**Paragraaf 2 -> reactiewarmte**

Elke chemische reactie heeft een energie-effect = Δt, dit wordt ook wel de reactiewarmte genoemd

-> ΔE = E (reactieproducten) - E (beginstoffen)

-> exotherme reactie (komt warmte vrij) = ΔE < 0J

-> endotherme reactie (energie voor nodig) = ΔE > 0

In een energie diagram kun je dit weergeven met ook de geactiveerde toestand en de acitveringsenergie

Vormingswarmte

-> de reactiewarmte uitrekenen met behulp van de vormingswarmte van alle stoffen die aan de reactie deelnemen

-> vormingswarmte = hoeveelheid warmte vrijkomt of nodig is bij de vorming van 1 mol van een verbinding uit de elementen (J/mol)

-> de vormingswarmte van alle elementen is 0J dus de vormingswarmte van de verbindingen zijn relatieve waarden

-> de reactiewarmte van een reactie is het verschil tussen de vormingswarmte van de reactieproducten en van de beginstoffen

ΔE = vormingswarmte (reactieproducten) - vormingswarmte (beginstoffen)

Als je de reactievergelijking weet, kun je per stof de hoeveelheid joule uitrekenen

-> zo kan je voor elke verbinding het energie-effect berekenen en daarna wat dan de reactiewarmte van de reactie is

-> soortelijke warmte

Q = m \*c \* Δt

**Paragraaf 3 -> fossiele brandstoffen**

Fossiele brandstoffen

* Energiebron
* Steenkool, aardgas en aardolie
* Niet duurzaam
* Kwaliteit van deze chemische energie is niet hoog -> veel energie wordt dus niet nuttig gebruikt
* Grootste bron van energie in Nederland

Gefractioneerde destillatie

-> Fracties die bestaan uit grote moleculen hebben een kooktraject met hogere temperaturen en condenseren lager in de toren dan de fracties die uit de kleine moleculen bestaan

-> kraken = grote moleculen met een lange koolstof keten worden geknipt naar een kleiner molecuul

Vb. C6H16 -> C4H10 + C3H6

Alkaan -> alkaan + alkeen

Alkeen = dubbel binding

C3H6 = voldoet niet aan de alkaan regel

-> alkaan regel = Voor elk C-atoom in een alkaan moeten er twee waterstofatomen staan. De laatste twee waterstofatomen zitten aan het begin en aan het einde van de keten

Waar wordt aardgas en steenkool voor gebruikt? (Tabel 64B)

* Aardgas = centrale verwarming en gasfornuizen in huishoudens

-> elektriciteitsopwekking in gascentrale

* Steenkool = elektriciteitsopwekking in kolencentrale

Hoe wordt elektriciteit in een gascentrale opgewekt?

Aardgas wordt verbrand in de gasturbine, deze brengt de dynamo in beweging die elektriciteit opwekt. De verbrandingsgassen die vrijkomen zijn nog steeds heet, die water verhitten tot stoom. Die warmtewisselaar zorgt hiervoor, die stoom wordt gemaakt zet de 2e turbine aan.

Het broeikaseffect

-> vasthouden van warmte in de atmosfeer

-> het versterkte broeikaseffect -> stijging van gemiddelde temperatuur op aarde, doordat de warmtestraling wordt vastgehouden

-> te veel CO2 in de atmosfeer, de hoeveelheid CO2 is versterkt

**Paragraaf 4 -> duurzame brandstoffen**

-> gemaakt uit hernieuwbare grondstoffen

-> geen schadelijke gevolgen voor het milieu

-> waterstofgas

* Via elektrolyse uit water te maken
* Bij verbranden ontstaat alleen H2O

-> biobrandstoffen

* Uit biosmassa te maken
* Bij verbranden is de koolstof-kringloop CO2-neurtraal

-> CO2 – neutraal = elke CO2 die vrijkomt is de CO2 uit de lucht gebonden (bomen)

Biobrandstoffen

-> bio-ethanol

* Gemaakt door de vergisting van suiker

-> biodiesel

* Gemaakt door omestering van olie uit koolzaad

-> biogas

* Gemaakt door vergisting van biomassa (bioafval)
* Voornamelijk methaan, dus gunstige C/H-verhouding

CH-verhouding

- > aantal C-atomen in molecuul / aantal H-atomen in molecuul

-> C wordt CO2

-> H wordt H2O (beter voor milieu)

*BIJLES*

Concentratie -> deel/totaal