

Samenvatting examenstof scheikunde VWO 2010-2011

Aan het einde is een index opgenomen met belangrijke termen en de paginanummers waarop deze termen terug te vinden zijn.

Alle belangrijke kernbegrippen zijn onderstreept of **vet** gemarkeerd.
De verwijzingen naar het Binas informatieboek gaan over de 5^e druk.

Meer informatie over de officiële examenstof:

- [De VWO scheikunde examenstof](#) (bron: examenblad.nl)

Samenvatting examenstof scheikunde VWO 2010-2011

Atoombouw

Een atoom is volgens het atoommodel van Rutherford opgebouwd uit een kern die bestaat uit protonen en neutronen en een wolk van elektronen er omheen.

protonen zijn positief geladen
neutronen hebben geen lading
elektronen zijn negatief geladen

Atomen hebben normaal een vast aantal elektronen in de elektronenwolk.,. Omdat er normaal evenveel protonen als elektronen zijn in een atoom is een atoom niet geladen. Als er elektronen bij komen of afgaan in de elektronenwolk, wordt het atoom geladen. Het atoom wordt dan een ion genoemd.

Ieder atoom wordt gekenmerkt door zijn eigen aantal protonen in de kern. Dit aantal protonen in de kern wordt het atoomnummer genoemd.

In BINAS tabel 40A en 99 staan alle atoomnummers.

De som van het aantal neutronen en protonen wordt het massagetal genoemd

Een element is een stof die langs chemische weg niet verder ontleed kan worden. De stof bestaat dan uit 1 soort atoom. Er zijn 110 verschillende atoomsoorten bekend die weergegeven worden in het periodiek systeem der elementen.

Voorbeelden van elementen: zuurstof (O₂), waterstof (H₂), Koolstof (C), Goud (Au).

In het periodiek systeem der elementen staan alle atomensoorten gerangschikt op atoomnummer. De horizontale regels worden de perioden genoemd en de verticale kolommen worden groepen genoemd. Drie groepen hebben een naam gekregen: de alkalimetalen (groep 1), de halogenen (groep 17) en de edelgassen (groep 18).

De metalen staan hoofdzakelijk links in het periodiek systeem en de niet-metalen staan rechts.

In een vaste stof zijn de deeltjes gerangschikt in een kristalrooster. Kristalroosters worden ingedeeld op de deeltjes waar ze uit bestaan. Moleculen bevinden zich in een molecuulrooster, atomen van niet-metalen bevinden zich in een atoomrooster en atomen van metalen bevinden zich in een metaalrooster.

Stoffen kunnen in drie groepen ingedeeld worden: metalen, moleculaire stoffen en zouten.

Metalen:

Metalen zijn opgebouwd uit metaalatomen. De binding tussen metaalatomen wordt een metaalbinding genoemd. Metaalbindingen zijn erg sterk. In een metaal kan een elektron min of meer vrij bewegen en de positieve kern niet. Elektronen die vrij kunnen bewegen worden vrije elektronen genoemd. Vrije elektronen kunnen zich in een stof van het ene atoom naar het andere atoom verplaatsen. Als er uit een metaalatoom één of meerdere vrije elektronen uit zijn verdwenen, blijft de atoomrest over. De positief geladen atoomresten worden bij elkaar gehouden door de negatieve vrije elektronen. Metalen geleiden zowel in vaste fase als in vloeibare fase stroom.

Moleculaire stoffen:

Moleculaire stoffen zijn opgebouwd uit moleculen die bestaan uit niet-metaal atomen. De binding tussen niet-metaal atomen wordt een atoombinding genoemd en bevinden zich in een molecuul. Atoombindingen worden gevormd doordat niet-metaal atomen elektronen delen. De elektronen van niet-metaal atomen vormen elektronenparen die de positieve atoomresten bijeen houden. Het aantal elektronenparen dat een niet-metaal atoom kan vormen wordt de covalentie genoemd. De covalentie van een bepaald atoom is op te zoeken in het periodiek systeem. In structuurformules worden elektronenparen weergegeven met een streepje. Tussen de verschillende moleculen komen vanderwaalsbindingen voor. Vanderwaalsbindingen zijn veel zwakker dan atoombindingen en hangen af van de grootte van het molecuul. Moleculaire stoffen geleiden geen stroom.

Zouten:

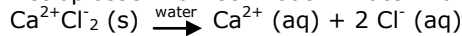
Zouten zijn opgebouwd uit positief geladen metaalionen en negatief geladen niet-metaal ionen. Tussen de positieve en negatieve ionen bevindt zich een sterke ionbinding. Ionen zijn elektrisch geladen atomen. Als een zout oplost, komen de ionen van elkaar los. Opgeloste zouten bevatten dus vrije ionen en kunnen stroom geleiden. Bij het smelten van een zout, gaan de ionen ook los van elkaar: ook dan geleidt het zout stroom.

Bij een oplossing van een zout in water moet je de losse ionen noteren. Het kristalrooster van een ion wordt een ionrooster genoemd.

Een ionsoort heeft meestal maar één bepaalde ionlading. De ionlading wordt elektrovalentie of valentie genoemd. Bij metalen wordt met een Romeins cijfer achter de metaalnaam de lading van een metaalion aangegeven. De elektrovalentie van een ion is te vinden in de laatste kolom van Binas tabel 40A.

Zouten worden weergegeven met een verhoudingsformule. Een verhoudingsformule geeft de verhouding tussen de positieve en negatieve ionen weer, zodat de formule een elektrisch neutrale stof weergeeft. Ionen kunnen ook uit meerdere atomen bestaan die samen een positieve of negatieve lading hebben (samengestelde ionen). Voorbeeld verhoudingsformule: $\text{Ca}^{2+}\text{Cl}_2^-$ (s)

Het oplossen van een zout in water wordt als volgt genoteerd:



De (aq) achter de vrije ionen, geeft aan dat de ionen opgelost zijn in water. Aq staat voor "aqua", Grieks voor water.

Bij het indampen van een zoutoplossing verdampt het water en blijft het zout als vaste stof over. De reactievergelijking die daarbij hoort, precies het omgekeerde van de oplosreactie.

Namen van zoutoplossingen die je moet kennen:

Naam	Oplossing van	Notatie
Natronloog	Natriumhydroxide in water	$\text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$
Kaliloog	Kaliumhydroxide in water	$\text{K}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$
kalkwater	Calciumhydroxide in water	$\text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$
barietwater	Bariumhydroxide in water	$\text{Ba}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$

Sommige zouten lossen goed op in water en sommige lossen slecht op in water. Als je twee zoutoplossingen bij elkaar doet ontstaat er soms een ondoorzichtige suspensie, genaamd neerslag. Dat komt omdat ionen met elkaar reageren die samen een slecht oplosbaar zout vormen. In tabel 45A van Binas staat een schema met de oplosbaarheid van zouten.

Een neerslagreactie stel je als volgt op:

1. Schrijf alle vrije ionen op die voor de reactie in de oplossing voorkomen
2. Zoek met behulp van tabel 45A op welke combinaties van zouten een slecht oplosbaar zout leveren
3. Schrijf de reactievergelijking op door voor de pijl de vrije ionen op te schrijven die verdwijnen en achter de pijl de stof die de neerslag vormt.
4. Schrijf met de juiste coëfficiënten de ionen, die wel aanwezig zijn, maar niet aan de reactie deelnemen onder de reactievergelijking.

Voorbeeld:

Een magnesiumchloride- en een natriumsulfide-oplossing worden bij elkaar gegoten. Er ontstaat een neerslag. Geef de neerslagreactie.

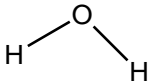
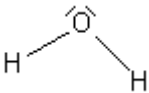
1. Vrije ionen: $\text{Mg}^{2+} (\text{aq})$, $\text{S}^{2-} (\text{aq})$, $\text{Cl}^- (\text{aq})$, $\text{Na}^+ (\text{aq})$
2. Bij de combinatie $\text{Mg}^{2+} (\text{aq})$ en $\text{S}^{2-} (\text{aq})$ staat in tabel 45A een "s". Deze combinatie geeft dus een neerslag.
3. en 4. :



Toepassingen van neerslagreacties:

1. Met neerslagreacties kan je ionensoorten uit een oplossing verwijderen door een zout toe te voegen dat een slecht oplosbaar zout vormt met het ion dat je wilt verwijderen.
2. Met neerslagreacties kan je ook aantonen of een bepaald ion in een oplossing aanwezig is. Als je onderscheid tussen twee ionen moet maken, moet je een zoutoplossing toevoegen die met het ene ion een neerslagreactie vormt en met het andere ion niet. Sommige ionen kan je ook herkennen aan de kleur.
3. Ook kan je met neerslagreacties nieuwe zouten bereiden door twee zoutoplossingen bij elkaar te voegen. Hierbij ontstaan twee nieuwe zouten. Meestal is van de nieuwe zouten één zout slecht oplosbaar en één zout goed oplosbaar.

Formules om stoffen weer te geven:

Soort formule:	Bij:	Voorbeeld:
Molekuulformule Geeft het aantal van elke atoomsoort in een molecuul weer	Moleculaire stof, metalen	H ₂ O, Au
Structuurformule Geeft de bouw van een molecuul met atoombindingen weer	Moleculaire stof	
Elektronenformule Structuurformule met niet-bindende elektronenparen	Moleculaire stof of zouten	
Verhoudingsformule Geeft de verhouding tussen de positief en negatief geladen ionen in een zout weer, zodanig dat het zout ongeladen is.	Zouten	Ca ²⁺ Cl ₂ ⁻

Organische verbindingen

Steenkool, aardolie en aardgas zijn fossiele brandstoffen. Fossiele brandstoffen zijn heel lang geleden ontstaan uit plantenresten. Vandaar de term "organisch". De fossiele brandstoffen bestaan voornamelijk uit koolwaterstoffen. Dat zijn stoffen die voornamelijk uit koolstof (C) en waterstof (H) bestaan. De naam "koolwaterstof" is een synoniem voor "organische verbinding".

Bij de verbranding van fossiele brandstoffen komt het broeikasgas CO₂ vrij. Andere broeikasgassen zijn waterdamp, koolstofdioxide, methaan, stikstofoxiden, ozon en chloorfluorkoolwaterstoffen. Broeikasgassen vormen een soort deken om de aarde en houden de warmte vast. Hierdoor wordt de temperatuur op aarde hoger. Dat wordt opwarmen van de aarde door broeikasgassen wordt broeikaseffect genoemd. Gevolgen van het broeikaseffect zijn klimaatverandering, smeltende ijskappen en daardoor dreigende overstromingen.

Alternatieven voor fossiele brandstoffen zijn aardwarmte, windenergie, zonne-energie, biogas en bio-alcohol en biodiesel. Ook kernenergie is een alternatief.

Ruwe aardolie wordt gedestilleerd om verschillende brandstoffen te winnen.

Bij destillatie wordt een mengsel van stoffen aan het koken gebracht. De verschillende stoffen koken bij verschillende temperaturen. De ene stof zal dus eerder van vloeistof in een gas veranderen. De gassen worden op verschillende momenten opgevangen en weer tot vloeistof afgekoeld.

Met destillatie kun je vloeistoffen van elkaar scheiden, op basis van verschil in kookpunt.

Bij de destillatie van aardolie ontstaan geen zuivere stoffen, maar mengsels van stoffen waarvan de kookpunten dicht bij elkaar liggen. Het destillaat van ruwe aardolie wordt opgevangen in vijf verschillende fracties met verschillende kooktrajecten. Het destillatieproces wordt hierom gefractioneerde destillatie genoemd. De brandstoffen die uit ruwe aardolie gewonnen worden zijn: lpg, benzine, dieselolie, stookolie en kerosine.

Alkanen:

Er is meer vraag naar benzine dan dat er door destillatie van ruwe aardolie kan worden gemaakt. Daarom wordt benzine ook chemisch gemaakt. Benzine bevat alkanen.

Alkanen zijn koolwaterstoffen met de algemene formule **C_nH_{2n+2}**. De n in de formule is het aantal C atomen. Met de formule kun je uitrekenen hoeveel H atomen er dan bij horen.

Een voorbeeld van een alkaan is propaan. Propaan heeft 3 C atomen. Er horen dan : $2x_n+2=2x_3+2=8$ H-atomen bij. De molekuulformule wordt dan: **C₃H₈**.

Alkanen die uit lange ketens bestaan, kunnen 'geknipt' worden in meerdere kleinere alkanen. Dit proces wordt kraken genoemd. Alkanen zijn verzadigde koolwaterstoffen, omdat de bindingen tussen de C-atomen alleen uit enkele bindingen bestaan. Stoffen waarvan de moleculen dubbele bindingen bevatten, worden onverzadigde koolwaterstoffen genoemd.

Isomeren zijn verschillende stoffen met verschillende structuurformules, maar met dezelfde molecuulformule.

Alkenen

Alkenen zijn koolwaterstoffen die de algemene formule **C_nH_{2n}**. Ten opzichte van alkanen missen alkenen 2 H-atomen. Dit komt door een dubbele binding tussen twee C-atomen. Alkenen zijn onverzadigde koolwaterstoffen. De dubbele binding wordt bij de naamgeving van alkanen weergegeven doordat de stamnaam eindigt op -een in plaats van op -aan. De plaats van de dubbele groep wordt aangegeven met een plaatsnummer. Als er meerdere dubbele bindingen voorkomen wordt dit weergegeven met een numeriek voorvoegsel voor de uitgang (-dieen). Alkenen kunnen in een mengsel van verschillende koolwaterstoffen aangetoond worden met broomwater. Alkenen hebben als kenmerkende eigenschap dat ze snel reageren met broom.

Alkynen

Alkynen zijn koolwaterstoffen die een drievoudige binding tussen twee koolstofatomen bevatten. Deze stoffen krijgen in de naamgeving het achtervoegsel **-yn**.

Alkanolen

Alcoholen zijn koolwaterstoffen die een OH-groep bevatten (hydroxylgroep). Als in een alkaanmolecuul slechts één H-atoom vervangen is door een OH-groep, spreken we van een **alkanol**. De karakteristieke groep -OH wordt weergegeven met het achtervoegsel **-ol** of het voorvoegsel **hydroxy-** als er al een ander achtervoegsel is. **Alkoxyalkanen** zijn isomeer met alkanolen. De moleculen van Alkoxyalkanen bevatten één R-O-R groep. Alkoxyalkanen krijgen als voorvoegsel **alkoxy-**. Alkoxyalkanen behoren tot de groep **ethers**.

Aldehyden / Alkanalen

Als de moleculen van een stof een **HC=O** groep bevatten, wordt de stof een **aldehyde** genoemd. Het achtervoegsel van een aldehyde is **-al**. Een stof, die één **HC=O** groep bevat, wordt een **alkanal** genoemd. Een **HC=O** groep kan alleen bij een primair koolstofatoom aanwezig zijn.



Carbonsuren worden gekenmerkt door de $\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{C} - \text{O} - \text{H} \end{array}$ groep, de carboxylgroep. Als in een molecuul één carboxylgroep aanwezig is, spreken we van een alkaanzuur. De karakteristieke groep wordt weergegeven met het achtervoegsel **-zuur**. Carbonsuren kunnen als een zuur reageren.

Een molecuul met een **-NH₂** groep wordt een **amine** genoemd. De karakteristieke groep heet de amino groep. Als een molecuul één aminogroep bevat, spreken we van een alkaanamine. Het achtervoegsel wordt dan **-amine**. Als er behalve een aminegroep ook nog een hydroxyl- of een carboxylgroep in het molecuul voorkomt, wordt in plaats van het achtervoegsel -amine het voorvoegsel **amino-** gebruikt. Aminen kunnen als een base reageren.

Esters zijn stoffen die gevormd worden uit de reactie tussen een alkanol en een zuur. Bij deze reactie ontstaat naast een ester ook water. De karakteristieke groep van een ester is **COO**. Bij de naamgeving moet je een ester opsplitsen in een alkylgroep (alkyl) en een zuurrest (-oat): alkylalkanoaat. Bij ingewikkelde esters moet je de omschrijving geven van de alcohol en het zuur waar de ester uit is ontstaan.

Een eetbaar vet of een eetbare olie is een ester van glycerol (1,2,3-propaantriol) en vetzuren. Een vetzuur is een organisch zuur met een hele lange alkylketen. Vetten ontstaan uit verzadigde vetzuren en oliën ontstaan uit onverzadigde vetzuren. Bij vetharding reageert een olie met waterstof zodat er een vast vet ontstaat.

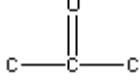
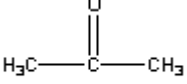

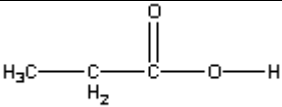
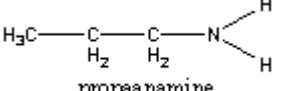
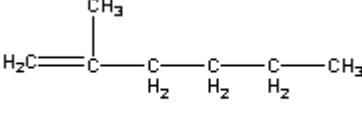

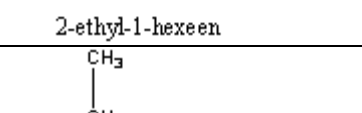
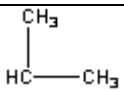
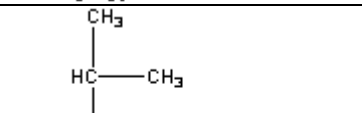
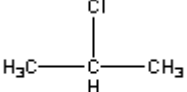

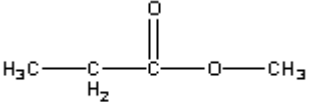
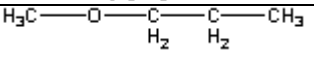
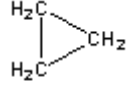
Bij de vorming van esters stelt zich een evenwicht in tussen de heengaande en de teruggaande reactie. De heengaande reactie waarbij een ester en water ontstaan wordt verestering genoemd en de teruggaande reactie waarbij een ester door water wordt ontleed, wordt hydrolyse genoemd. Als bij een ester loog (OH⁻) wordt toegevoegd, vindt er verzeeping plaats. Er kan dan een zeep ontstaan.

Cycloalkanen

Sommige koolwaterstoffen zijn ringvormig. Cyclische koolwaterstoffen worden cycloalkanen genoemd. Bij de naamgeving wordt voor de stamnaam het voorvoegsel **cyclo-** gezet. Alkenen en Cycloalkanen kunnen dezelfde molecuulformule hebben, maar hebben een verschillende molecuulstructuur. Cycloalkanen en alkenen zijn dus isomeren.

Samenvattend schema organische verbindingen: (Zie ook BINAS 66D)

klasse	Karakteristieke groep	voorvoegsel	achtervoegsel	Voorbeeld
Alkanen	$\text{C}-\text{C}$		-aan (methaan, ethaan, propaan...)	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CH}_3$ propaan
Alkenen	$\text{C}=\text{C}$		-een (etheen, propen, butheen...)	$\text{H}_2\text{C}=\underset{\text{H}}{\text{C}}-\text{CH}_3$ propen
Alkynen	$\text{C}\equiv\text{C}$		-yn (ethyn, propyn, buthyn...)	$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$ propyn
Alkanolen	-OH	Hydroxy-	-ol (methanol, ethanol, propanol...)	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}_2}{\text{C}}-\underset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{O}-\text{H}$ propanol
Alkanalen (aldehyde)	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{C}-\text{H} \end{array}$		-al (methanal, ethanal, propanal, butanal...)	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$ propanal

Alkanonen (ketonen)			-on (methanon, ethanon, propanon, butanon...)	 propanon
Carbonsuren			-zuur (methaanzuur, ethaanzuur, propaanzuur...)	 propaanzuur
Aminen	-NH ₂	Amino-	-amine (methaanamine, ethaanamine, propaanamine...)	 propaanamine
alkylen	-CH ₃	Methyl-		 2-methyl-1-hexeen
	-CH ₂ -CH ₃	Ethyl-		 2-ethyl-1-hexeen
	-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Propyl-		 2-propyl-1-hexeen
		Isopropyl- of Methylethyl-		 2-isopropyl-1-hexeen
Halogeen-	-Cl, -Br, -F of -I,	Chloor- Broom- Fluor- Jood-		 2-chloorpropan
Esters		Methyl-, Ethyl-, etc	-oat	 methylpropanoaat
Alkoxyalkanen	R-O-R*	methoxy- ethoxy- propoxy- butoxy- ... etc		 methoxypropan
cycloalkanen	ringvormig	Cyclo-		 cyclopropan

- R = restgroep bestaande uit C- en H-atomen,
- R* = ook een restgroep, maar kan anders zijn dan R*

Systematische naamgeving van organische stoffen:

Bij het opstellen van de systematische naam van een koolwaterstof, moet je

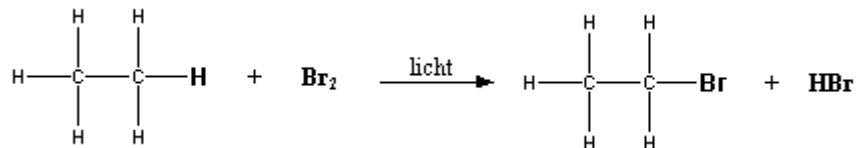
1. Eerst de stamnaam vinden. Dat is de naam van de langste keten;
2. Vervolgens schrijf je de naam van de zijgroep voor de stamnaam. Waterstofatomen worden niet als zijgroepen gezien.
3. Als de zijgroep niet aan het eerste C-atoom vastzit, moet je het nummer van het C-atoom waar de zijgroep aan vastzit voor de zijgroep zetten. Hierbij moet de nummering altijd zo laag mogelijk zijn.
4. Als er meerdere zijgroepen voorkomen, moet je bij de alfabetische volgorde aanhouden en moet je als dat nodig is een voorvoegsel gebruiken (zoals di-, tri-, enz.).

Substitutiereactie:

Bij een substitutiereactie wordt een atoom of een groep atomen door een ander atoom of groep atomen vervangen.

Voorbeeld substitutiereactie:

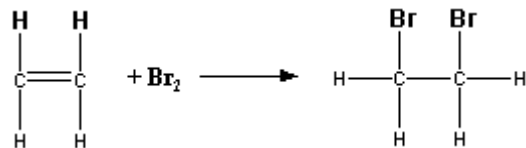
Alkanen kunnen in het licht met halogenen reageren. Hierbij worden waterstofatomen vervangen voor halogeenatomen. Bij deze substitutiereactie ontstaan halogeenalkanen en waterstofhalogeniden.



Additiereactie:

Bij een additiereactie bindt een molecuul zich aan een molecuul met een dubbele of drievoudige binding, waardoor een groter molecuul ontstaat.

Voorbeeld additiereactie: Additie van broom aan etheen.



Bij een additiereactie springt de dubbele binding open. Broom bindt zich vervolgens aan de koolstofatomen. Bij een additiereactie ontstaat maar één reactieproduct. Behalve broom kunnen ook de stoffen fluor, chloor, jood, waterstof en water worden geaddeerd.

Rekenen in de scheikunde:

Getallen kan je schrijven als machten van 10.

$$100\,000 = 10^5 \qquad 0,00001 = 10^{-5}$$

Het aantal significante cijfers zijn het aantal cijfers die wat betekenen voor de nauwkeurigheid van een meting. Als je nauwkeurigere meetapparatuur gebruikt, heb je meer significante cijfers.

Als je gaat rekenen met meetwaarden, mag het antwoord niet meer significante cijfers hebben dan de meetwaarde met het kleinste aantal significante cijfers dat je hebt gebruikt.

Basisgrootheden: lengte, massa, tijd, stroomsterkte, temperatuur, hoeveelheid stof.

Basiseenheden: meter (m), kilogram (kg), seconde (s), ampère (A), candela (K), mol (mol).

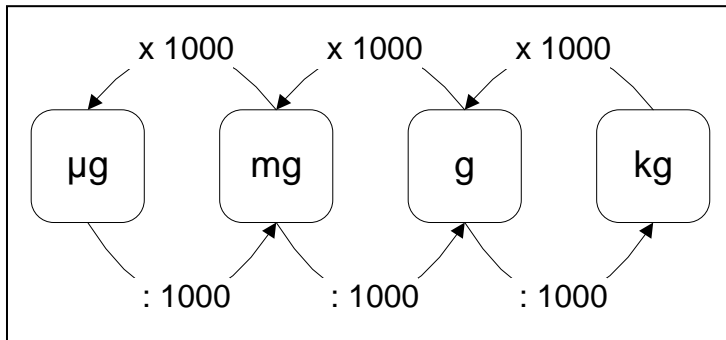
Van de basisgrootheden zijn andere grootheden af te leiden. Grootheden worden uitgedrukt in eenheden. Eenheden die bij dezelfde grootheid horen kan je in elkaar omrekenen.

Bij het omrekenen moet je op de voorvoegsels letten.

De voorvoegsels staan in BINAS tabel 66C.

Voorbeelden van voorvoegsels: kilo, mega, milli, micro.

Rekenvoorbeeld:



Voorbeeld:

Bereken hoeveel mg er in 0,1 kg zitten.

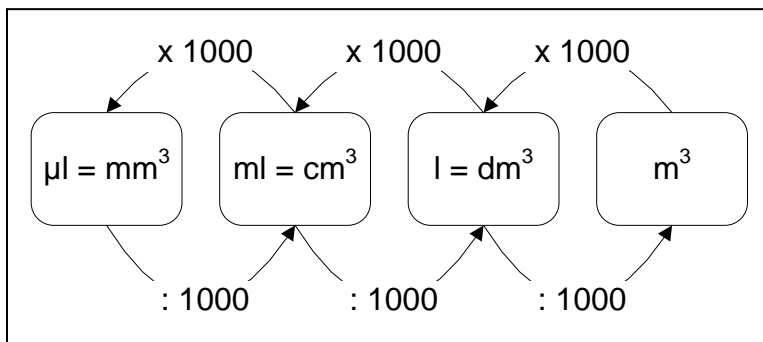
Uitwerking:

Van kg naar g moet ik x 1000 doen, van g naar mg moet ik nog een keer x 1000 doen.

Berekening:

$0,1 \text{ kg} = 0,1 \times 1000 \times 1000 = 100000 \text{ mg}$

Hetzelfde kun je met volumes doen:



Voorbeeld:

Bereken hoeveel liter er in 120000 mm³ zitten.

Uitwerking:

Van mm³ naar ml moet ik : 1000 doen, van ml naar l moet ik nog een keer : 1000 doen.

Berekening:

$120000 \text{ mm}^3 = 120000 : 1000 : 1000 = 0,12 \text{ l}$

Dichtheid:

De dichtheid is een maat voor de hoeveelheid materie die zich in een bepaalde ruimte bevindt. In formulevorm:

$$\text{Dichtheid} = \frac{\text{Massa}}{\text{Volume}} \text{ of } \rho = \frac{m}{V}$$

ρ = dichtheid (g/l)
 m = massa (g)
 V = volume (l)

Rekenen met atomen

De massa van een atoom wordt uitgedrukt in een atoommassa-eenheid. Deze eenheid wordt weergegeven met de letter u. In tabel 40A en 99 van Binas staat bij alle elementen de atoommassa genoemd.

De molecuulmassa bereken je door de massa van de atomen waar het molecuul uit bestaat op te tellen. Als je de molecuulformule van een stof weet, kan je dus de molecuulmassa uitrekenen. De ionmassa is gelijk aan de atoommassa omdat de massa van een atoom vrijwel alleen bepaald wordt door de massa van de kern. De massa verandert niet als er één elektron meer of minder aanwezig is. Als van een atoom verschillende isotopen bestaan, wordt de gemiddelde atoommassa weergegeven. De gemiddelde atoommassa hangt af van de verhouding waarin de isotopen in de natuur voorkomen.

Het massapercentage van een element in een ontleedbare stof doe je met de volgende formule:

$$\text{Massapercentage} = \frac{\text{massa van het element}}{\text{totale massa van de stof}} \times 100\%$$

Omdat de massa van een molecuul erg klein is, is een nieuwe grootte ingevoerd. Deze grootte wordt de chemische hoeveelheid (n) genoemd. De eenheid die bij de chemische hoeveelheid hoort is de mol. De hoeveelheid deeltjes per mol is per definitie 6×10^{23} .

Constante van Avogadro = $N_A = 6,02 \times 10^{23} / \text{mol}$

In formulevorm:

$$\text{aantal deeltjes} = n \times N_A$$

n = chemische hoeveelheid (mol)

$N_A = 6,02 \times 10^{23}$ (deeltjes/mol)

Molaire massa:

Als 1 molecuul van een bepaalde stof een massa van M u heeft, dan heeft 1 mol van die stof een massa van M gram. De molaire massa van die stof is dan M g/mol.

Met behulp van de molaire massa kan je de chemische hoeveelheid omrekenen in massa en omgekeerd:

$$M = \frac{m}{n}$$

M = Molaire massa (g/mol)

m = massa (g)

n = chemische hoeveelheid (mol)

Standaardomstandigheden:

Temperatuur = T = 273K,

Druk = p = $p_0 = 1,01325 \times 10^5$ Pa

De wet van Avogadro:

Gelijke volumes van gassen bevatten evenveel deeltjes bij gelijke temperatuur en druk.

Molair volume (V_m):

Het volume dat 1 mol gas inneemt. Dit is voor *alle gassen* gelijk.

Bij standaardomstandigheden geldt: $V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}^1$.

Molariteit (M):

De molariteit van een oplossing is het aantal mol opgeloste stof in een liter oplossing.

Als eenheid wordt mol/l, molair en het symbool M gebruikt.

Bijvoorbeeld: een 0,1 M oplossing van zoutzuur in water bevat 0,1 mol zoutzuur per liter water.

In formulevorm:

$$M = \frac{n}{V}$$

M = Molariteit (mol/l)

n = chemische hoeveelheid (mol)

V = volume (l)

Concentratie:

Bij het berekenen van de concentratie van een bepaalde stof in een oplossing, bereken je hoeveel gram of mol van de gevraagde stof zich in 1 liter oplossing bevindt.

Als in een oplossing per liter 0,23 mol glucose, $C_6H_{12}O_6$, is opgelost, noteren we de concentratie op de volgende manier:

$[C_6H_{12}O_6] = 0,23 \text{ mol l}^{-1}$.

Afhankelijk van de gekozen eenheden kan je concentratie uitdrukken in molariteit, massa- en volumepercentage of ppm (parts per million).

De termen concentratie en molariteit worden door elkaar gebruikt.

Als de molariteit van een oplossing gevraagd wordt, dan ben je gebonden aan de eenheden mol/l, molair of het symbool M. Bij concentratie is de keuze uit eenheden groter.

Algemene gaswet:

$$\frac{p \times V}{T} = n \times R$$

p = druk (Pa)
V = volume (m³)
T = temperatuur (K)
n = chemische hoeveelheid (mol)
R = gasconstante (8,8145 J/(mol*K))

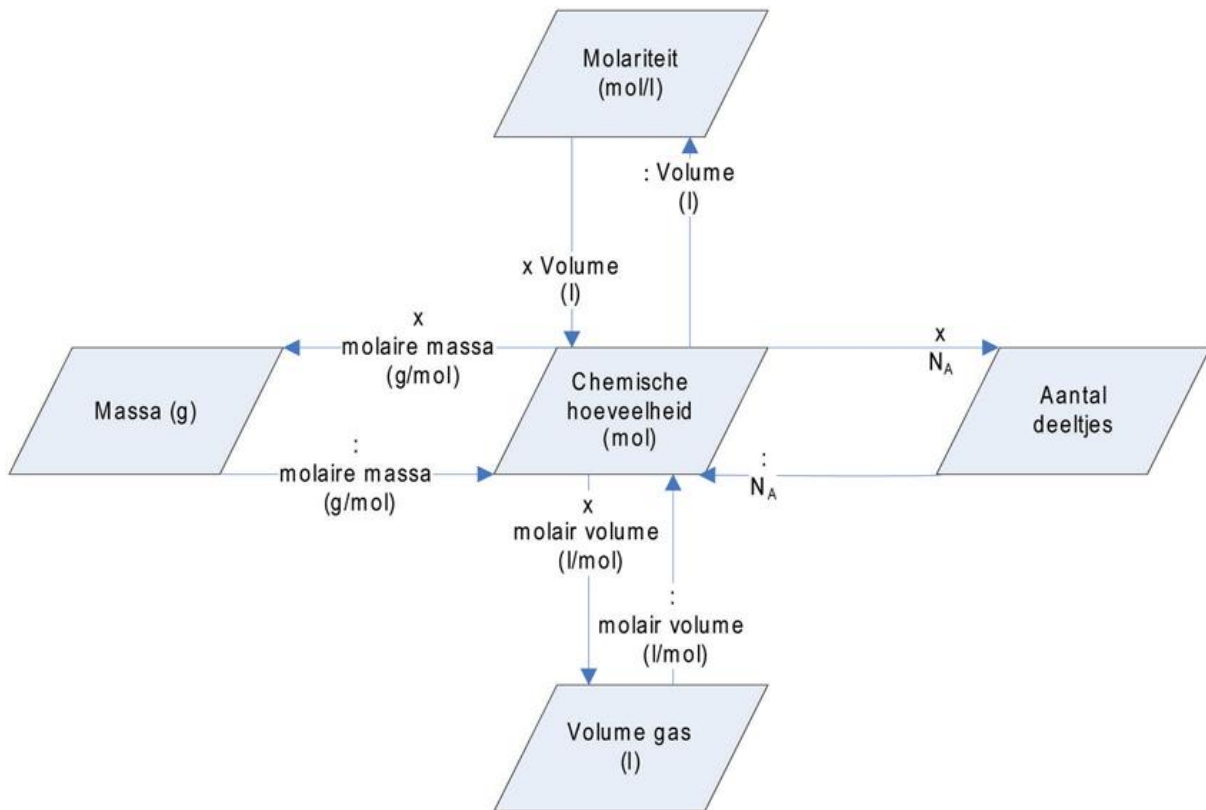
Voor berekeningen aan gasen in verschillende situaties, bijvoorbeeld bij gasen van verschillende temperaturen, drukken of volumes moet de volgende vergelijking gebruikt worden:

$$\frac{p_1 \times V_1}{T_1} = \frac{p_2 \times V_2}{T_2}$$

1 = situatie 1
2 = situatie 2

Deze vergelijking is afgeleid van de algemene gaswet.

Met het volgende schema kan je de grootheden volume, massa, chemische hoeveelheid en volume gas in elkaar omrekenen.



Voorbeeld bij het rekenen met atomen:

Bereken uit hoeveel deeltjes er 10 g goud bestaat.
Gegeven: molaire massa van goud = 197,0 g/mol

Uit het schema kunnen we aflezen wat de manier is waarop we dat kunnen berekenen:

We moeten de massa delen door de molaire massa en die weer delen door N_A.
In formuleform:

$$\text{aantal deeltjes} = \frac{\left(\frac{\text{massa}}{\text{molaire massa}}\right)}{N_A} = \frac{m \times N_A}{M} = \frac{10 \times 6,02 \times 10^{23}}{197,0} = 3,05 \times 10^{22} \text{ deeltjes}$$

Chemisch rekenen

De coëfficiënten van een reactievergelijking kan je ook lezen als de verhouding in mol waarin de stoffen met elkaar reageren. Om de verhouding in mol uit de reactievergelijking te halen, moet je bij oplossingen ook de ionen die niet meedoen aan de reactie opschrijven met de juiste coëfficiënt ervoor.

Om uit te rekenen hoeveel stof verdwijnt of ontstaat bij een reactievergelijking moet je een aantal stappen volgen:

1. Stel de reactievergelijking op;
2. Kijk van welke stof de hoeveelheid is gegeven en van welke stof de hoeveelheid wordt gevraagd;
3. Leid uit de reactievergelijking de verhouding in mol af tussen de gegeven en gevraagde stof;
4. Reken de hoeveelheid gegeven stof om in mol;
5. Bereken uit het aantal mol gegeven stof en de verhouding in mol van stap 3 het aantal mol van de gevraagde stof;
6. Reken het aantal mol gevraagde stof om in de gevraagde grootte en eenheid;
7. Controleer je antwoord en let op het aantal significante cijfers.

Een voorbeeld:

Hoeveel liter water ontstaat er, als we 1,00 liter ethanol ($C_2H_6O(l)$) verbranden?
Gegevens: ρ (ethanol) = $0,80 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$. M (ethanol) = 46,06 g/mol

1. Reactievergelijking: $2C_2H_6O(l) + 5O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 6H_2O(l)$
2. Gegeven hoeveelheid $V(\text{ethanol}) = 1 \text{ l}$ Gevraagde hoeveelheid: $V(\text{water}) = ? \text{ l}$
3. Verhouding in mol tussen ethanol en water: 2 ethanol : 6 water = 1:3
4. $n = \frac{m}{M}$ en vul voor m in: $m = V \times \rho \Rightarrow n(\text{ethanol}) = \frac{V(\text{ethanol}) \times \rho(\text{ethanol})}{M(\text{ethanol})}$

$$n(\text{ethanol}) = \frac{1,00 \text{ l} \times 0,80 \times 10^3 \text{ g/l}}{46,06 \text{ g/mol}} = 17,4 \text{ mol ethanol}$$

5. De molverhouding was 3 mol water uit 1 mol ethanol. Er is 17,4 mol ethanol beschikbaar, dus kan er maximaal $17,4 \times 3 = 52,2$ mol water ontstaan.

$$V(\text{water}) = \frac{n(\text{ethanol}) \times M(\text{water})}{\rho(\text{water})} = \frac{52,2 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol}}{0,80 \times 10^3 \text{ g/l}} = 118,5 \text{ l water}$$

(de eenheden zijn al vermeld en het kleinst aantal significante cijfers van de gegevens is 2)

Water

Bij een atoombinding tussen twee dezelfde atomen, bijvoorbeeld H₂ of O₂, trekken beide atomen even hard aan het gemeenschappelijke elektronenpaar.

Bij een atoomverbinding tussen twee verschillende niet-metaal-atomen is dit anders. Het ene atoom trekt in het algemeen harder aan het gemeenschappelijke elektronenpaar dan het andere atoom. Het gemeenschappelijke elektronenpaar hoort dan iets meer bij het ene atoom dan bij het andere. Dit soort binding wordt een polaire atoombinding genoemd. Het atoom dat het hardst aan het elektronenpaar trekt, wordt een klein beetje negatief en het atoom dat minder hard aan het elektronenpaar trekt, wordt een beetje positief. Het molecuul wordt hierdoor aan de ene kant een beetje positief en aan de andere kant een beetje negatief. De grootte van de plaatselijke lading wordt weergegeven met δ^- en δ^+ , waarbij δ (delta) een waarde heeft tussen 0 en 1. Een molecuul met een polaire atoombinding heeft twee elektrische polen, maar is in zijn geheel neutraal.

Dit soort moleculen worden dipoolmoleculen of dipolen genoemd. Een polaire atoombinding is op te vatten als de geleidelijke overgang van de atoombinding naar de ionbinding. De vanderwaalsbindingen tussen dipoolmoleculen is groot. Hierdoor is het kook- en smeltpunt van een polaire stof in het algemeen hoger dan van een apolaire stof.

Waterstofbruggen of H-bruggen zijn bindingen die voorkomen tussen moleculen waarin O-H of N-H groepen voorkomen. Hierbij is het H atoom van de ene OH (of NH) groep gebonden aan het O (of N) atoom van de andere OH (of NH) groep. Waterstofbruggen zijn vrij sterke bindingen.

Vanderwaalsbindingen zijn veel minder sterk.

Als je een vloeistof met water wilt mengen, moeten de waterstofbruggen tussen de watermoleculen verbroken worden. Dit gaat alleen als de vloeistof nieuwe waterstofbruggen kan vormen. Stoffen die goed met water kunnen mengen worden hydrofiel genoemd. Stoffen die slecht met water kunnen mengen worden hydrofoob genoemd.

Stoffen waarbij tussen de moleculen alleen vanderwaalsbindingen aanwezig zijn, kunnen in het algemeen goed met elkaar mengen. Als een zout in water oplost, worden de vrije ionen door watermoleculen omringd. Dit wordt hydratie genoemd.

Sommige zouten kunnen water bevatten en sommige zouten kunnen water opnemen. Dit komt doordat bij het indampen van een zoutoplossing soms water wordt ingebouwd. Het zout bevat dan water wat kristalwater wordt genoemd. Zouten die kristalwater bevatten, worden hydraten genoemd. Door de vaste stof te verwarmen, verliest een zout zijn kristalwater en veranderen de eigenschappen van de vaste stof. De hoeveelheid kristalwater die kan worden ingebouwd, is per zout verschillend. Aan de naam van een hydraat kan je de formule afleiden en omgekeerd. Kopersulfaatpentahydraat heeft bijvoorbeeld de formule CuSO₄·5H₂O (s)

Zepen zijn zouten die oplosbaar zijn in water. Zepen bestaan meestal uit natrium of kaliumionen en stearaationen. De formule van stearaat is C₁₇H₃₅COO⁻. Stearaationen bestaan uit een geladen kop en een lange koolwaterstofstaart. De geladen kop kan goed gehydrateerd worden, maar voor de koolwaterstofstaart moeten veel waterstofbruggen verbroken worden. Stearaationen bevinden zich dan ook meestal aan het wateroppervlak waarbij de koolwaterstofstaart door het oppervlak naar buiten steekt. Er hoeven dan zo min mogelijk waterstofbruggen verbroken te worden. Zeep heeft invloed op de grensvlakspanning van water. Stoffen die grensvlak-actief zijn, worden detergens genoemd. Detergentia verlagen de grensvlakspanning.

Als het wateroppervlak vol is, vormen de stearaationen groepjes (micellen). Hierbij keren de staarten zich naar elkaar toe en steken de ionkoppen naar buiten waarbij ze gehydrateerd worden. Micellen zijn kleine gebiedjes waar geen dipoolmoleculen zijn en kunnen moleculen opnemen die niet met water kunnen mengen. De meeste vuildeeltjes kunnen geen waterstofbruggen vormen en kunnen dus niet in water oplossen, maar wel in micellen. Daardoor wordt wasgoed niet schoon als je alleen met water wast, maar wel als je zeep gebruikt.

Hard water is water dat veel calciumionen bevat. Zacht water bevat bijna geen calciumionen. De eenheid van de hardheid van water is de Duitse Hardheid (°D of DH). Hard water vormt met zeep een neerslag en schuimt niet. Als je hard water verwarmt, slaat calciumcarbonaat neer. Hierdoor verkalken ketels en verwarmingselementen van wasmachines en koffiezetapparaten.

Hard water kan je ontkalken door:

1. Het water te verwarmen;
2. De calciumionen te laten neerslaan met soda;
3. De calciumionen af te schermen van het water met speciale stoffen;
4. Calciumionen uit te wisselen tegen natriumionen met een ionenwisselaar.

Reactiesnelheid

De reactiesnelheid is de concentratieverandering van een stof per seconde ($\text{mol l}^{-1} \text{s}^{-1}$).

De snelheid van een reactie hangt af van:

1. de concentratie
2. de temperatuur
3. de verdelingsgraad (de verhouding oppervlak/volume)
4. de aanwezigheid van een katalysator
5. welke stof reageert (een inerte stof of een zeer reactieve)
6. of er licht aanwezig is (alleen bij lichtgevoelige reacties)

Bij het botsende deeltjes model wordt aangenomen dat een reactie alleen kan optreden als deeltjes hard genoeg tegen elkaar aan botsen. Als een botsing hard genoeg is, vindt er een hergroepering plaats van de atomen. Dit wordt een effectieve botsing genoemd.

1. **Concentratie omhoog** → meer reagerende stof aanwezig per volume → grotere kans op effectieve botsing per seconde per volume → **reactiesnelheid omhoog**
2. **Temperatuur omhoog** → deeltjes bewegen sneller, komen elkaar vaker tegen en botsen harder → vaker botsingen en ook vaker effectief → **reactiesnelheid omhoog**
3. **Verdelingsgraad groter** → oppervlak waar reactie plaatsvindt is groter → grotere kans op effectieve botsing → **reactiesnelheid omhoog**
4. Een katalysator is een stof die een reactie laat versnellen zonder daarbij zelf verbruikt te worden. Dus: **Katalysator aanwezig** → **reactiesnelheid omhoog**.

De katalysator wordt wel *gebruikt*, maar niet *verbruikt*.

Met andere woorden: de hoeveelheid katalysator aan het begin en eind van de reactie is gelijk.

Enzymen zijn biologische katalysatoren die de chemische reacties versnellen.

Voorbeeld: In speeksel versnelt het enzym amylase de vertering van koolhydraten.

Hoe de reactiesnelheid van de concentratie afvalt wordt weergegeven in een reactiesnelheidsvergelijking. Als de reactiesnelheid afhangt van slechts één deeltje, wordt dit een eerste orde reactie genoemd. Als de reactiesnelheid afhangt van twee deeltjes, wordt dit een tweede orde reactie genoemd. De reactiesnelheid is dan afhankelijk van het product van de concentraties van de twee deeltjes.

Eerste orde reactievergelijking:

$$s = k \cdot [X]$$

voor reacties als $X \rightarrow \text{producten}$

Tweede orde reactievergelijkingen:

$$s = k \cdot [X][Y]$$

voor reacties als $X + Y \rightarrow \text{producten}$

$$s = k \cdot [X]^2$$

voor reacties als $2X \rightarrow \text{producten}$

k = reactiesnelheidsconstante

LET OP: de eenheden van s en k zijn bij een eerste orde reactie anders dan bij een tweede orde reactie!

Bij sommige reacties loopt de reactie in verschillende stappen. Een overzicht van de verschillende stappen waar een reactie uit bestaat, wordt een reactiemechanisme genoemd. De stap die het langzaamst verloopt, wordt de snelheidsbepalende stap genoemd.

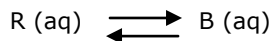
Dynamisch evenwicht

Omkeerbare reacties zijn reacties die twee kanten op kunnen. Uit de reactieproducten kunnen de beginstoffen weer terug worden gevormd. De temperatuur is een factor die de richting van een omkeerbare reactie kan beïnvloeden. Bij omkeerbare reacties kan een dynamisch evenwicht ontstaan.

Bij een dynamisch evenwicht verlopen twee tegengestelde reacties tegelijkertijd met dezelfde snelheid. Alle stoffen die bij de reactie betrokken zijn, zijn tegelijkertijd aanwezig. De concentraties van de stoffen veranderen daarbij niet. De concentraties van de stoffen hoeven echter niet aan elkaar gelijk te zijn.

De tijd die nodig is om evenwicht te bereiken nadat twee stoffen bij elkaar zijn gevoegd, wordt de insteltijd genoemd.

Een dynamisch evenwicht wordt met twee pijlen weergegeven.



Er zijn drie verschillende soorten dynamische evenwichten.

- Bij homogene evenwichten bevinden de reagerende stoffen zich in dezelfde fase. Dit is het geval bij evenwichten tussen gassen en evenwichten in oplossingen;
- Bij heterogene evenwichten bevinden de reagerende stoffen zich in meerdere fasen, zoals bij een vaste stof die met een stof in een oplossing reageert. De reactie vindt plaats aan het oppervlak van één van de stoffen;
- Bij een verdelingsevenwicht verdeelt een stof zich over twee vloeistoflagen.

Verstoring en aflopen van het evenwicht:

Als bij een dynamisch evenwicht de concentraties van de stoffen verandert, verstoor je het evenwicht. Doordat de concentraties veranderd zijn, lopen de heen en teruggaande reacties niet meer even snel en stelt zich een nieuw dynamisch evenwicht in. Je kunt een evenwicht laten aflopen door één van de stoffen uit het evenwichtssysteem permanent af te voeren.

Zuren en basen

Een zuur kan H⁺ ionen (=protonen) afstaan. Ook wel protondonor genoemd
Een base kan H⁺ ionen opnemen. Ook wel protonacceptor genoemd.

Een zuur opgelost in water:

- Vormt H₃O⁺ ionen, door afgifte van H⁺ van zuur aan H₂O.
- Smaakt zuur.
- Heeft een pH die kleiner is dan 7

Een base opgelost in water:

- vormt OH⁻ ionen, door ionisatie of door opname van H⁺ uit H₂O.
- voelt zeepachtig aan
- Heeft een pH die groter is dan 7

Lakmoes is een indicator waarmee aangetoond kan worden of een oplossing zuur of basisch is. Lakmoes wordt rood van een zure oplossing en blauw van een basische oplossing.

Een zuur-base koppel is een combinatie van een zuur en een base die één H⁺ van elkaar verschillen. Bij het zuur van een zuur-base koppel hoort de geconjugeerde base en bij de base hoort het geconjugeerde zuur.

Een zuur-base reactie is een reactie waarbij een deeltje een H⁺ ion afstaat (het zuur) aan een deeltje dat een H⁺ ion kan opnemen (de base).

Een zuur-base reactie stel je op door:

1. Inventariseer welk zuur en welke base aanwezig zijn
2. Ga na hoeveel H⁺ het zuur kan afstaan en hoeveel H⁺ de base kan opnemen;
3. Schrijf de reactievergelijking op.

pH / zuurgraad

- De pH is een manier om de zuurheid van een oplossing in een getal uit te drukken.
- De pH wordt ook wel "zuurgraad" genoemd.
- De pH bepaald door de concentratie van H_3O^+ (aq) ionen.

Formule voor berekenen van de pH:

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

$[\text{H}_3\text{O}^+] =$ concentratie H_3O^+ in oplossing. (mol/l)

pOH

- Ook hoe basisch een oplossing is, kunnen we in een getal uitdrukken: in de **pOH**
- De pOH wordt bepaald door de concentratie van OH^- ionen in een oplossing.

Formule voor het berekenen van de pOH:

$$\boxed{\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]}$$

$[\text{OH}^-] =$ concentratie OH^- in oplossing. (mol/l)

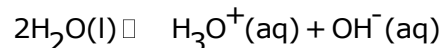
pH en pOH in elkaar omrekenen:

$$\boxed{\text{pOH} + \text{pH} = 14}$$

Deze formule geldt alleen bij een temperatuur van 298 K.

Waterconstante

De waterconstante is de evenwichtsconstante van de volgende reactie:



$$\boxed{K_w = [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] \cdot [\text{OH}^-(\text{aq})]}$$

Titratie:

Titratie is een kwantitatieve analysemethode waarmee je experimenteel de molariteit van een zuur of een base kan berekenen.

Bij titratie zijn twee oplossingen nodig die met elkaar kunnen reageren. Om de concentratie te kunnen berekenen, moet je de hoeveelheden van de oplossingen die je bij elkaar doet kunnen meten en van één van de oplossingen moet de concentratie bekend zijn.

Energie en evenwicht

Bij reacties, oplossen en fase-overgangen treedt een energie-effect op. Een energie-effect kan endotherm of exotherm zijn. Bij een endotherm energie-effect wordt energie uit de omgeving opgenomen door de stof. Bij een exotherm energie-effect wordt door de stof energie aan de omgeving afgegeven.

In een energiediagram wordt het energieverloop van een reactie weergegeven.

Bij een exotherme reactie ligt het niveau van de beginstoffen hoger dan het niveau van de reactieproducten. Bij een endotherme reactie is dit andersom.

Bij de niveaus moet je de reactievergelijking schrijven.

Voor energie geldt de wet van energiebehoud: energie kan niet verdwijnen of ontstaan.

Een reactie moet altijd op gang gebracht worden. Dit gebeurt door een bepaalde hoeveelheid energie toe te voegen, de activeringsenergie (U_{act}). Als de activeringsenergie van een reactie hoog is, is de reactiesnelheid laag. Een katalysator verlaagt de activeringsenergie en daardoor wordt de reactiesnelheid hoger.

De concentratiebreuk (K=...)

Evenwichtsvoorwaarde:

Er is er sprake van evenwicht als de waarde van de concentratiebreuk gelijk is aan de evenwichtsconstante K. K is afhankelijk van de temperatuur.

Opstellen van de concentratiebreuk:

Deel de concentratie van de stoffen die links van de reactiepijl door de concentratie van de reactieproducten die rechts van de reactiepijl staan.

Let op het volgende:

- Als er meerdere stoffen aan één kant van de pijl staan, worden de concentraties van de stoffen met elkaar vermenigvuldigd.
- De coëfficiënten van reactievergelijkingen worden als exponenten geschreven.
- In de concentratiebreuk worden alleen stoffen meegenomen waarvan de concentraties kunnen veranderen.
Dat zijn dus gassen (g) en oplossingen (aq). DUS NIET vaste stoffen(s) en vloeistoffen(l)!!

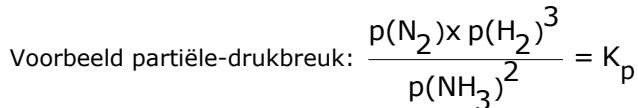
Voorbeeld opstellen concentratiebreuk:



Partiële druk:

De bijdrage van één gas, in een mengsel van gassen, aan de totale druk.

Bij gassen wordt vaak gewerkt met de partiële-drukbreuk in plaats van de concentratiebreuk, omdat de druk makkelijker te bepalen is dan de concentratie. De evenwichtsconstante wordt bij gassen vaak aangegeven met K_p .



Als je aan een evenwicht een stof toevoegt, of het volume vergroot moet je met de concentratiebreuk nagaan met de partiële drukbreuk of er nog steeds evenwicht is. Als de concentratiebreuk niet meer gelijk is aan de evenwichtsconstante, is er geen evenwicht meer. Eén van de twee reacties verloopt dan sneller.

De verdelingsconstante (K_v)

wordt gebruikt om uit te rekenen hoe een stof zich verdeelt over verschillende vloeistoffen.

Voorbeeld: jood verdeelt zich over een laag water met daarop een laag wasbenzine:



Het oplosbaarheidproduct (K_s)

wordt gebruikt om uit te rekenen welk deel van een stof oplost in een vloeistof.



In BINAS tabel 46 staan oplosbaarheidsproducten van zouten vermeld.

Sterke en zwakke zuren en basen

Er bestaan sterke en zwakke zuren en er bestaan sterke en zwakke basen.

Sterk zuur:

- Splitst in water volledig: aflopende reactie.
- Voorbeeld: $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
- Binas tabel 49: zuren met $K_z \gg 1$ zijn sterk

Zwak zuur:

- Splitst niet volledig in water, evenwichtsreactie met (geconjungeerde) base.
- Algemene vergelijking: $\text{HZ}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Z}^-(\text{aq})$
- Voorbeeld: $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-(\text{aq})$
- Binas tabel 49: zuren met $K_z < 1$ zijn zwak
- Bij evenwicht geldt: $K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]} = K_z$ (Kz staat in Binas tabel 49)

Sterke base:

- Ionisatie bij oplossen in water: aflopende reactie
- Voorbeeld: $\text{NaOH}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- Binas tabel 49: basen met $K_b \gg 1$ zijn sterk

Zwakke base:

- Splitst niet volledig in water, evenwichtsreactie met (geconjungeerd) zuur
- Algemene vergelijking: $\text{B}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{BH}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- Voorbeeld: $\text{F}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HF}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- Binas tabel 49: basen met $K_b < 1$ zijn zwak
- Bij evenwicht geldt: $K = \frac{[\text{HB}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} = K_b$ (Kb staat in Binas tabel 49)

Een zuur-base reactie loopt als:

- er een sterk zuur of een sterke base aanwezig is. Dan loopt de reactie altijd.
- als links van de pijl een sterker zuur en een sterkere base staan dan rechts van de pijl. Controle in Binas tabel 49: zuur moet links boven de base staan.

pH berekenen uit evenwichts voorwaarde (K_z):

Met de evenwichtsvoorwaarde kan je de concentratie van de H_3O^+ ionen berekenen en daarmee dus de pH van de oplossing van dat zuur in water. Bij de berekening druk je het aantal deeltjes dat ioniseert uit in x. De K_z van een stof is bekend, want die staat in Binas tabel 49 en het aantal mol dat voor de reactie aanwezig is, moet ook bekend zijn.

De concentratiebreuk wordt dan bij een 0,10 M oplossing:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]} = \frac{x^2}{0,10 - x} = K_z$$

Om de vergelijking te vereenvoudigen, wordt x in de noemer verwaarloosd.

De vergelijking wordt dan: $x^2 = 0,10 K_z$

Hiermee kan je x uitrekenen. Als laatste moet je controleren of je x in de noemer mocht verwaarlozen. Verwaarlozen mag als het aantal deeltjes dat ioniseert minder is dan 10% van het aantal deeltjes dat aanwezig was.

Zuren en basen in de praktijk

Bij het oplossen van niet-metaal oxiden (zoals CO_2) in water, ontstaat een zwak zuur. Hierdoor ontstaat een zure oplossing.

Een stof dat als een zuur en als een base kan reageren, wordt een amfolyt genoemd. Of een oplossing van een amfolyt in water zuur of base is, kan afgeleid worden uit de zuur- en baseconstante van de amfolyt.

Bufferoplossingen zijn oplossingen waarvan de pH niet verandert als je een klein beetje zuur of een base toevoegt. Ook niet als je de oplossing verdunt.

Dit komt omdat een bufferoplossing zowel een zwak zuur als een zwakke base bevat, die niet met elkaar reageren. Dit wordt een zuur-base koppel genoemd. Er moet wel voldoende veel van het zuur en de base aanwezig zijn in de oplossing.

De pH van een buffermengsel wordt bepaald door de verhouding in mol waarin het zwakke zuur is gemengd met de geconjugeerde base.

Een buffer kan je maken door een oplossing van een zwak zuur te mengen met zijn geconjugeerde base. Een buffer ontstaat ook als je een overmaat van een oplossing van een zwak zuur laat reageren met een sterke base of een overmaat van zwakke base met een sterk zuur.

Redoxreacties

Een redoxreactie is een reactie waarbij elektronen worden overgedragen.

Reductor: Een deeltje dat elektronen afstaat

Oxidator: Een deeltje dat elektronen opneemt.

Om te weten te komen of een deeltje een reductor of een oxidator is, moet je weten of het deeltje elektronen kan opnemen of afstaan waarbij er een bestaand deeltje ontstaat. Hierbij moet je halfreacties opstellen.

Halfreacties zijn reacties waarin elektronen voorkomen.

Bij de halfreactie van een reductor ontstaat een geconjugeerde oxidator en bij de halfreactie van een oxidator ontstaat een geconjugeerde reductor.

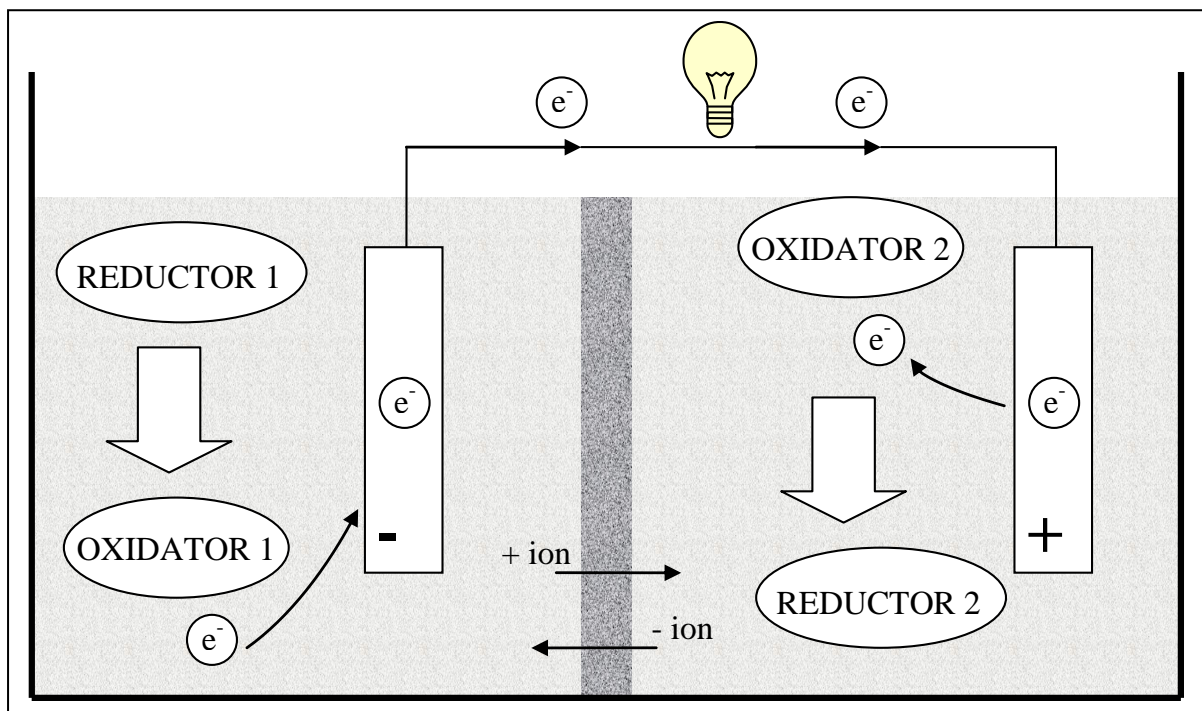
Bij een redoxreactie zijn de reductor en de oxidator voor de pijl altijd sterker dan de geconjugeerde reductor en de geconjugeerde oxidator na de pijl. In tabel 48 van Binas staat een hele lijst met reductoren en oxidatoren en de bijbehorende halfreacties. De sterkste oxidator staat bovenaan en de sterkste reductor staat onderaan. Een redoxreactie verloopt alleen als de reductor rechtsonder de oxidator staat.

Het opstellen van een redoxreactie doe je op de volgende manier:

1. Inventariseer welke deeltjes aanwezig zijn;
2. Ga na welke deeltjes oxidator en/of reductor zijn;
3. Ga na of de oxidator kan reageren met de reductor;
4. Schrijf de halfreactie van de reductor op;
5. Schrijf de halfreactie van de oxidator op;
6. Tel de twee halfreacties op, waarbij je het aantal elektronen kloppend moet maken
7. Schrijf de toestandsaanduidingen op in de redoxreactie.

Een elektrochemische cel (of galvanische cel) is een gesloten stroomkring die bestaat uit twee halfcellen. Een halfcel is een zoutoplossing met daarin een electrode. Een positief geladen electrode noemen we kathode, een negatief geladen electrode heet anode. De kathode staat electronen af an de oplossing en de anode neemt electronen op uit de oplossing. De twee halfcellen worden verbonden door een zoutbrug (of een membraan) en een metaaldraad.

In de electrochemische cel vindt een redoxreactie plaats. De electronen worden door de metaaldraad van de ene halfcel naar de andere geleid. Dit levert energie. Een batterij is een voorbeeld van een elektrochemische cel. Schematisch ziet een electrochemische cel er als volgt uit:



Een zoutbrug is een buis die gevuld is met een elektrolytoplossing. Dat is een oplossing die ionen bevat. Via een zoutbrug of een membraan kan ionentransport plaatsvinden. De reductor geeft elektronen af aan de negatieve elektrode. Bij de negatieve elektrode is dus een overschot aan negatieve elektronen. De elektronen kunnen via de metaaldraad van de negatieve elektrode naar de positieve elektrode gaan. Door de oxidator worden elektronen uit de positieve elektrode opgenomen. Via de zoutbrug kunnen ionen die zorgen voor ladingtransport van de oxidator naar de reductor gaan. Hierdoor wordt de stoombron gesloten.

Sommige alkanolen kunnen als reductor optreden. Bij een primair alcohol zit de OH-groep aan een primair koolstofatoom. Als hier een oxidator wordt toegevoegd, ontstaat er een aldehyde. Als er bij een aldehyde een oxidator wordt toegevoegd, ontstaat er een carbonzuur. Bij een secundair alcohol zit de OH-groep aan een secundair koolstofatoom. Als hier een oxidator wordt toegevoegd, ontstaat er een keton. Een keton reageert niet als reductor. Bij een tertiair alcohol zit de OH-groep aan een tertiair koolstofatoom. Een tertiair alcohol reageert niet als reductor.

Corrosie is de reactie van metalen met zuurstof waarbij metaaloxiden ontstaan.

Bij corrosie bij kamertemperatuur is ook (ionenhoudend) water nodig.

Men kan corrosie tegengaan door het metaal af te schermen van zuurstof door een beschermende laag of door een opofferingsmetaal te plaatsen waar de zuurstof makkelijker meer reageert.

Redoxreacties in de praktijk

IJzer is een onedel metaal dat veel gebruikt wordt omdat het relatief goedkoop is. IJzer wordt gewonnen uit ijzererts. In metaalerts zitten veel metaaloxiden. Om van ijzererts ijzer te maken, moeten eerst de ijzeroxiden uit de erts gehaald worden. Dit gebeurt met de reductoren koolstof of koolstofmonoxide. Het proces waarbij ijzer gemaakt wordt uit ijzererts en koolstof, vindt plaats in hoogovens. IJzer dat ongeveer 5% koolstof bevat wordt ruw ijzer genoemd en wordt onder andere gebruikt voor het maken van putdeksels. IJzer dat voor minder dan 2% uit koolstof bestaat, wordt staal genoemd. Staal roest vrij snel. Roestvrijstaal is staal dat gemengd is met grote hoeveelheden chroom en nikkel.

Elektrolyse is een ontledingsreactie door middel van een gelijkstroom. Omdat er bij elektrolyse elektronen zijn betrokken, is het ook een redoxreactie. Voor elektrolyse zijn een gelijkspanningsbron, een vloeistof met vrije ionen (elektrolyt) en twee staafjes van metaal of koolstof (elektroden) die contact maken met het elektrolyt nodig. De elektrode die met de min van de spanningsbron is verbonden, heeft een negatieve lading. Aan de elektrode zitten dus te veel elektronen. De elektroden worden door de sterkste oxidator uit de elektrolyt opgenomen. De elektrode die met de plus van de spanningsbron is verbonden, heeft een positieve lading. Aan de elektrode zitten dus te weinig elektronen. De sterkste reductor uit de elektrolyt geeft elektronen af aan de positieve elektrode.

Elektroden die bij de reactie mee reageren, worden aantastbare elektroden genoemd en elektroden die bij de reactie niet mee reageren, worden onaantastbare elektroden genoemd

Bij elektrolyse wordt soms gebruik gemaakt van een membraan. Een membraan is een scheidingswand die bepaalde deeltjes kan doorlaten. Elektrolyse wordt in de chemische industrie gebruikt voor het produceren van zeer onedele metalen uit gesmolten zoutoplossingen en voor het bedekken van een voorwerk met een laagje metaal. Als een voorwerp met een laagje zink wordt bedekt, wordt dit galvaniseren genoemd.

Chemische technieken

In de praktijk is de opbrengst van een reactie nooit gelijk aan de theoretische opbrengst. Dit komt door verontreinigingen. Aan de hand van de werkelijke opbrengst kan je het rendement van een productieproces vaststellen. Het rendement wordt uitgedrukt in een percentage van de theoretische opbrengst.

Bij het maken van een product is het vaak een probleem dat er een mengsel ontstaat. Dit heeft verschillende oorzaken:

- Bij de reactie ontstaan verschillende reactieproducten;
- Bij een evenwichtsreactie blijven er altijd beginstoffen aanwezig;
- Een beginstof is in overmaat aanwezig en kan niet helemaal weg reageren;
- De beginstoffen zelf zijn onzuiver;
- Er treden volg- of nevenreacties op, waardoor weer andere bijproducten ontstaan.

Om een mengsel te zuiveren zijn er verschillende scheidingsmethoden mogelijk.

Chromatografie is een scheidingsmethode die wordt gebruikt om uit te zoeken welke stoffen aanwezig zijn. Dit wordt een kwalitatieve scheidingsmethode genoemd. Bij een chromatogram wordt met de verdelingsconstante de verhouding van de oplosbaarheid van een stof in de mobiele fase en de stationaire fase gegeven.

Stereochemie

Bij het atoommodel van Rutherford bestaat een atoom uit een kern met daaromheen verschillende schillen met elektronen. In elke schil kunnen maar een bepaald aantal elektronen. De elektronen die in de buitenste schil zitten worden de valentie-elektronen genoemd.

- Als een koolstofatoom wordt omringd door vier enkele bindingen, treedt er een tetraëdrische omringing op. De bindingshoeken zijn dan $109,5^\circ$.
- Als twee koolstofatomen gebonden zijn met een dubbele binding, bevinden de overige vier bindingen zich in een plat vlak. De bindingshoeken zijn dan 120° .
- Als twee koolstofatomen gebonden zijn met een drievoudige binding, bevinden de overige twee bindingen zich in elkaars verlengde. De bindingshoeken zijn 180° .

Dubbele en drievoudige bindingen zijn starre bindingen, dus niet bewegelijk.

Isomeren: Stoffen die dezelfde molecuulformule maar een verschillende structuurformule hebben

Configuratie: De ruimtelijke rangschikking van atomen

Stereoisomeren: Moleculen die alleen in ruimtelijke structuur verschillen

Een asymmetrisch C atoom: Een C atoom met vier verschillende groepen om zich heen

Als aan weerszijde van een starre binding verschillende groepen voorkomen, kan er cis-trans isometrie voorkomen.

- Als beide groepen aan dezelfde kant zijn gebonden, wordt dit de **cis** vorm genoemd.
- Als beide groepen aan weerszijden zijn gebonden, wordt dit de **trans** vorm genoemd.

Optische isomeren

- Hebben een asymmetrisch koolstofatoom
- zijn optisch actief, dwz ze kunnen de trillingsrichting van licht draaien.
- Ze hebben dezelfde molecuulformule, maar draaien de trillingsrichting van licht op een andere manier.

Met een polarimeter kunnen optische isomeren van elkaar onderscheiden worden. Bij een polarimeter gaat ongepolariseerd licht (licht met trillingsrichtingen naar alle kanten) door een polarisator. Hierdoor wordt alleen licht in één bepaalde trillingsrichting doorgelaten. Dit is gepolariseerd licht. Na de eerste polarisator komt het licht bij een tweede polarisator. Als de tweede polarisator in dezelfde richting staat als de eerste, gaat het licht onverhinderd door. Als je een tweede polarisator 90° draait ten opzichte van de eerste, komt er geen licht door de tweede polarisator.

Een racemisch mengsel is een mengsel van twee spiegelbeeldisomeren die met een molverhouding 1:1 gemengd zijn. Een racemisch mengsel verandert de trillingsrichting van het licht niet.

Van stoffen die opgebouwd zijn uit grote, ingewikkelde moleculen (zoals organische stoffen) komen vaak optische isomeren voor, omdat er niet vaak een symmetrievlak in dit soort moleculen voorkomt.

Polymeren

Monomeren zijn eenvoudige grondstoffen die, als ze aan elkaar worden gekoppeld door chemische reacties, lange ketens vormen. Die lange ketens van monomeren worden polymeren genoemd. Het woord polymeer komt uit het Grieks: *poly* is veel en *meros* is deel.

Die chemische reactie wordt polymerisatiereactie genoemd. Monomeren bevatten een dubbele binding die bij een reactie openspringt. De koolstofatomen kunnen hierdoor een nieuwe binding vormen en worden aan elkaar gekoppeld. Deze vorm van polymerisatie wordt additiepolymerisatie genoemd. Rubber ontstaat ook uit additiepolymerisatie. De elasticiteit van rubber wordt veroorzaakt door crosslinks. Dit zijn dwarsverbindingen tussen de polymeren. Hierdoor krijgt rubber na uitrekking weer zijn oorspronkelijke vorm. Dit soort stoffen worden elastomeren genoemd. Een andere vorm van polymerisatie is condensatiepolymerisatie. Bij condensatiepolymerisatie komt meestal water vrij.

Polyesters en polyamiden worden gevormd door de condensatiepolymerisatie van een hydroxyzuur of door de condensatiepolymerisatie van een diol met een dizuur. Hierbij ontstaat een polymeer door afsplitsing van water.

Plastics: stoffen die uit polymeren bestaan.

Er bestaan twee soorten plastics:

Thermoplasten: Thermoplasten worden zacht als je ze verwarmd en worden weer hard als je ze afkoelt.

Thermoharders: Thermoharders blijven hard als je ze verwarmd.

Polyester wordt gevormd door de polymerisatie van een hydroxyzuur of door de polymerisatie van een diol met een dizuur. Hierbij wordt water afgesplitst. (condensatiepolymerisatie)

Voedingschemie

De hoofdbestanddelen van ons voedsel zijn koolhydraten, vetten en eiwitten. Daarnaast hebben we ook nog kleine hoeveelheden mineralen en vitaminen nodig.

Koolhydraten en vetten leveren energie doordat ze in het lichaam worden verbrand. Eiwitten zijn bouwstoffen en worden gebruikt voor de opbouw van cellen. In voedsel zitten ook voedingsvezels die ervoor zorgen dat het maagdarmkanaal goed blijft functioneren.

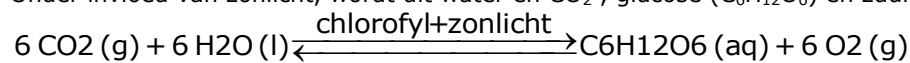
Een eetbaar vet of een olie is een ester van glycerol (1,2,3-propaantriol) en vetzuren.

Een vetzuur is een organisch zuur met een hele lange alkylketen. Vetten ontstaan uit verzadigde vetzuren en oliën ontstaan uit onverzadigde vetzuren.

Bij vetharding reageert een olie met waterstof zodat er een vast vet ontstaat.

Voorbeelden van koolhydraten zijn glucose en zetmeel. Zetmeel wordt gevormd door de koppeling van glucose onder afsplitsing van water. Glucose is een monomeer en zetmeel is een polymeer. Glucose wordt ook wel een monosacharide genoemd en zetmeel een polysacharide. Stoffen waarbij twee monosachariden met elkaar reageren onder afsplitsing van water, worden disachariden genoemd.

Glucose wordt in de groene delen van een plant gemaakt, daar waar chlorofyl aanwezig is. Onder invloed van zonlicht, wordt uit water en CO₂, glucose (C₆H₁₂O₆) en zuurstof gemaakt.



Eiwitten zijn polymeren die ontstaan uit aminozuren. Bij het koppelen van twee aminozuren ontstaat een dipeptide. Een dipeptide heeft nog een amino- en een carboxylgroep en kan dus nog verder reageren zodat er een polypeptide ontstaat.

Er zijn drie te onderscheiden structuren bij eiwitten:

- Primaire structuur: de volgorde van de aminozuren in een eiwit
- Secundaire structuur: de spiraalstructuur (helix) waar een eiwit uit kan bestaan. De spiraalstructuur wordt veroorzaakt door waterstofbruggen. (vb: chromosoom)
- Tertiaire structuur: als Helixen gevouwen of gekronkeld zijn door zwavelbruggen of ionbindingen.
- Quaternaire structuur: complexen van verschillende eiwitten

Als een eiwit verwarmd wordt, worden de ionbindingen verbroken worden. Hierdoor verliest een eiwit zijn ruimtelijke structuur. Dit wordt denatureren genoemd.

Een enzym is een eiwit. Door de tertiaire structuur heeft een enzym een specifieke katalytische werking. De eiwitsynthese in een cel wordt gestuurd door de chromosomen. Chromosomen bestaan uit twee polyesterketens die door H bruggen aan elkaar zijn gebonden.

Atoombouw en reacties

De ionisatie-energie is de energie die nodig is om één elektron uit een deeltje te verwijderen.

De elektronen om een atoom kunnen ingedeeld worden in groepen. De elektronen in elke groep hebben een verschillende ionisatie-energie. Elektronen worden hierdoor ingedeeld in verschillende energieniveaus. Hoe hoger de ionisatie-energie, hoe lager het energieniveau.

In het laagste energieniveau kunnen maximaal twee elektronen voorkomen en in de daarop volgende energieniveaus maximaal acht. Deze verdeling van elektronen over de niveaus is bij alle atomen gelijk.

Het aantal energieniveaus dat gevuld is, komt overeen met het nummer van de periode waarin een element in het periodiek systeem staat. Bij de overgangsmetalen, de lanthaniden en de actiniden is de opvulling van de niveaus op een andere manier.

Het model waarbij de elektronen van een atoom ingedeeld worden over verschillende energieniveaus lijkt op het schillenmodel. De energieniveaus worden ook wel schillen genoemd.

Een molecuul waarbij een polaire atoombinding aanwezig is, kan een dipool molecuul zijn.

Dipool moleculen zijn aan de ene kant een beetje positief en aan de andere kant een beetje negatief geladen. Of een molecuul een dipool molecuul is, kan je afleiden uit het verschil in elektronegativiteit tussen de niet-metaal-atomen en de ruimtelijke bouw van het molecuul. De dipoolsterkte van een molecuul wordt uitgedrukt in het dipoolmoment. De waarden van dipoolmomenten zijn te vinden in tabel 55 van Binas. Moleculen waarbij het dipoolmoment 0 is, zijn geen dipoolmoleculen.

De reactiewarmte is de warmte die vrijkomt bij een exotherme reactie. De reactiewarmte kan je experimenteel bepalen door de warmte die vrijkomt op te laten nemen door een bekende hoeveelheid water. Uit de temperatuurverandering en de soortelijke warmte van het water kan je de reactiewarmte berekenen.

De reactiewarmte kan je berekenen met behulp van de vormings- en ontledingsenergie. Eerst bereken je hoeveel energie het kost om de beginstoffen te ontleden in niet-ontleedbare stoffen. Vervolgens bereken je hoeveel energie het kost om de reactieproducten te vormen uit niet-ontleedbare stoffen. Vanwege de wet van behoud van energie is de reactiewarmte de som van deze ontledings- en vormingsenergieën.

De vormingswarmte is de reactiewarmte van de vorming van één mol stof uit de niet-ontleedbare stoffen.

De ontledingswarmte is de reactiewarmte van het ontleden van één mol stof in de niet-ontleedbare stoffen. De ontledingswarmte is even groot als de vormingswarmte, maar heeft het tegenovergestelde teken.

Analysetechnieken

Bij een kwalitatieve analyse wordt gekeken *welke stoffen* aanwezig zijn.

Bij een kwantitatieve analyse wordt gekeken *hoeveel er van een bepaalde stof* aanwezig is.

Gaschromatografie (kwalitatief en kwantitatieve analyse):

Bij een gaschromatograaf vormt een stof die geanalyseerd moet worden een verdelingsevenwicht over de mobiele fase (een gasstroom) en de stationaire fase (een vaste stof). De stof wordt met een injectiespuit in de gasstroom gebracht.

De gasstroom voert door een lange buis, ook wel kolom genoemd. In die buis zit de stationaire fase. Dat is een stof waaraan andere stoffen zich kunnen adsorberen. De tijd, hoe lang een geïnjecteerde stof in de stationaire fase blijft, is een karakteristieke eigenschap van die stof. Die tijd wordt retentietijd genoemd. De detector, aan het eind van de kolom, meet de retentietijd en de hoeveelheid stof die op dat moment uit de kolom komt. De detector geeft die gegevens door aan een plotter, die er een grafiek van maakt. Door het oppervlak onder de grafiek van een chromatogram te bepalen, kan je de hoeveelheid stof uitrekenen.

Massaspectrometrie (kwalitatieve analyse):

Met behulp van massaspectrometrie kan je de structuurformules van ingewikkelde verbindingen bepalen. Een massaspectrometer werkt volgens het volgende principe: een deeltje krijgt een snelheid in een bepaalde richting en wordt er vervolgens een kracht op het deeltje uitgeoefend loodrecht op de bewegingsrichting. Hierdoor buigt het deeltje af. Hoeveel een deeltje afbuigt, hangt af van de massa van het deeltje. Met een massaspectrometer wordt een massaspectrum gemaakt. Hiermee kan je zien hoe vaak fragmenten van een bepaalde massa voorkomen. Hiermee kan je de structuur van een onbekende stof achterhalen.

Absorptiespectrometrie (kwantitatieve analyse)

Bij absorptiespectrometrie worden stoffen geïdentificeerd met behulp van licht. Een stof kan bepaalde golflengten uit licht absorberen. Dit wordt het absorptiespectrum van een stof genoemd. Welke golflengte geabsorbeerd wordt door een stof is te achterhalen met een spectrofotometer. Met behulp van een spectrofotometer kan je ook de concentratie van een stof bepalen. Dit kan met behulp van de wet van Lambert-Beer of door experimenten. Bij experimenten moet je eerst een ijklijn te maken van de stof die je wilt onderzoeken.

Bij een experiment kan je systematische en toevallige fouten maken. Bij systematische fouten is de manier waarop het experiment wordt uitgevoerd niet goed. Bij een toevallige fout wordt bijvoorbeeld iets verkeerd afgelezen.

Chemische industrie

Bij een chemische fabriek worden grote hoeveelheden stoffen gemaakt. In een blokschema wordt schematisch weergegeven wat er in een fabriek allemaal gebeurt.

De stappen die bij een groot chemisch proces altijd voorkomen zijn:

- Aanvoer en opslag van grondstoffen in silo's of tanks;
- Voorbewerking om de stoffen geschikt te maken voor de reactie;
- Reactie in de reactor met eventueel een katalysator;
- Zuivering van de stofstroom waarbij de hoofdproducten gescheiden worden van de bijproducten;
- Het afzonderen van beginstoffen en weer toevoegen aan de reactor bij evenwichtsreacties (recirculeren);
- Opslaan en afvoeren van het hoofdproduct;
- Verwerken van het afval.

In een chemische fabriek kunnen twee soorten processen voorkomen:

- Bij een continu proces is er continue aanvoer van beginstoffen en continue afvoer van eindproducten.
- Bij een batchproces worden reactieproducten in porties gemaakt. De reactor wordt gevuld en na de reactie weer leeggemaakt.

De belangrijkste scheidingsmethoden die gebruikt worden in de chemische industrie zijn:

- Extractie: scheiding op basis van oplosbaarheid in extractiemiddel
- Adsorptie: scheiding op basis van verschil in adsorptie
- destillatie: scheiding op basis van verschil in kookpunt
- filtratie: scheiding op basis van verschil in aggregatietoestand
- bezinken: scheiding op basis van zwaartekracht
- indampen: scheiding op basis van verschil in vluchtigheid
- membraanfiltratie: scheiding op basis van verschil in deeltjesgrootte

Ammoniak, zout en chloor zijn belangrijke industriële producten, omdat ze als grondstof voor andere producten dienen.

De hoeveelheid natuurlijke grondstoffen die we tot onze beschikking hebben als mensen is beperkt. Door grondstoffen te hergebruiken en gebruik te maken van hernieuwbare grondstoffen kunnen de natuurlijke grondstoffen langer meegaan. Door de stijgende welvaart zijn er steeds meer grondstoffen nodig en wordt er steeds meer afval geproduceerd. Om ervoor te zorgen dat het milieu hier zo min mogelijk schade ondervindt, moet er aan duurzame ontwikkeling gedaan worden.

De kenmerken van productieprocessen waarbij sprake is van duurzame ontwikkeling zijn:

- Men verbruikt de natuurlijke grondstoffen in hetzelfde tempo als waarin ze worden aangemaakt;
- Het afval wordt niet gedumpt, maar zo bewerkt dat het geschikt is voor hergebruik;
- Men maakt gebruik van duurzame energiebronnen zoals wind, water en zonne-energie.

Bijzondere stoffen

Silicaten zijn polymeren die lijken op koolstofpolymeren, maar niet bestaan uit koolstofatomen. Silicaten zijn opgebouwd uit SiO_4 eenheden. Als twee siliciumatomen twee zuurstofatomen gemeenschappelijk hebben, vormen ze ketens. Bij drie gemeenschappelijke zuurstofatomen ontstaat een lagenstructuur. Bij vier gemeenschappelijke zuurstofatomen ontstaat een netwerk.

Als silicium in silicaten gedeeltelijk vervangen is door aluminium, worden dit aluminiumsilicaten genoemd. Zeolieten zijn een bijzondere groep van de aluminiumsilicaten. Zeolieten kunnen gebruikt worden als ionenwisselaar. Dit komt omdat zeoliet extra negatief geladen is, omdat veel siliciumatomen vervangen zijn door aluminium. Hierdoor kunnen positieve ionen zich goed hechten aan zeolieten. De positieve ionen kunnen makkelijk uitgewisseld worden door andere positieve ionen. Zeolieten kunnen ook als katalysator gebruikt worden.

Salpeterzuur wordt in de chemische industrie gemaakt uit ammoniak. Hierbij ontstaat eerst stikstofmonoxide. Stikstofmonoxide wordt vervolgens omgezet in stikstofdioxide en salpeterzuur. Het productieproces van zwavelzuur bestaat uit drie stappen. Eerst wordt zwavel verbrand waarbij zwaveldioxide ontstaat. Zwaveldioxide wordt met behulp van een katalysator omgezet in zwaveltrioxide. Zwaveltrioxide reageert met water tot zwavelzuur.

Index VWO samenvatting Scheikunde

A

Aardwarmte 4
Absorptiespectrometrie 25
Activeringsenergie 15
Additiereactie 7
Additiepolymerisatie 22
Adsorptie 25
Aflopende reactie 17
Alkalimetalen 1
Alkanen 4
Alkenen 4
Alkynen 5,6
Alkanolen 5,6
Alkoxyalkanen 5,6
Aldehyden 5,6
Algemene gaswet 10
Alkanalen 5,6
Amfolyt 18
Aminen 5,6
Analysetechnieken 24
Asymetrisch C atoom 21
Atoombinding 2
Atoombouw 1, 12, 24
Atoom 1
Atoomnummer 1
Atoomrest 1
Atoomrooster 1
Avogadro 9

B

Base 14
Batchproces 25
Batterij 19
Benzine 4
Bezinken 25
Bioalcohol 4
Biodiesel 4
Biogas 4
Botsendedeeltjesmodel 13
Bufferoplossingen 18
Broeikaseffect 4
Broeikasgas 4
Broomwater 4

C

Carbonzuren 5,6
Chemische hoeveelheid 9, 10
Chemische industrie 25
Chemisch rekenen 11
Chromatografie 21
Cis-vorm 21
Cis-Trans-isomerie 21
Condensatiepolymerisatie 22
Configuratie 21

Continu proces 25
Concentratie 9
Concentratiebreuk 16
Corrosie 20
Covalentie 1
Crosslinks 22

D

Denatureren 23
Destillatie 4, 25
Dichtheid 8
Dipolen 12
Dipoolmolekules 12
Duitse hardheid 12
Duurzame ontwikkeling 25
Dynamisch evenwicht 14

E

Edelgassen 1
Eenheden 7
Eerste orde reactie 13
Effectieve botsing 13
Eiwitten 23
Elastomeren 22
Elektrochemische cel 19
Elektrolyse 20
Elektronen 1
Elektronenformule 3
Elektronenparen 2
Elektrovalentie 2
Energie en evenwicht 15
Energiediagram 15
Evenwichtsvoorwaarde 16, 17
Energieniveaus 24
Enzym 23
Enzymen 13
Extractie 25
Esters 5,6
Ethers 5,6

F

Filtratie 25
Fossiele brandstoffen 4

G

Gaschromatografie 24
Galvaniseren 20
Geconjungeerde base 17
Gefractioneerde destillatie 4
Glucose 9, 29
Grootheden 7, 10
Groepen 1

H

Halogenen 1
Halfreacties 19
Hard water 12
Hergroepering 13
Hydratie 12
Homogene evenwichten 14
Hoogovens 20
Hetrogene evenwichten 14
Hydrolyse 5

I

IJzer 20
Indampen 2, 25
Ionisatie-energie 24
Ionbinding 2, 23
Ionen 2
Ionentransport 20
Ionrooster 2
Isomeren 4, 21

K

Katalysator 13, 25, 26
Kern 1
Kernenergie 4
Kooktrajecten 4
Koolhydraten 13, 23
Kraken 4
Kristalrooster 1, 2
Kristalwater 12
Kwantitatieve analyse 15, 24, 25

L

Lakmoes 14

M

Massagetal 1
Massapercentage 9
Massaspectrometrie 24
Membraanfiltratie 25
Mengsel 4, 21
Metaalbinding 1
Metaalrooster 1
Metalen 1
Molair volume 9
Molaire massa 9, 10
Molariteit 9, 15
Moleculaire stoffen 1
Molekuulformule 3, 4
Molekuulrooster 1
Monomeren 22

N

Neerslagreactie 2, 3
Neutronen 1
Niet-metalen 1

O

Olie 4, 5, 23
Omkeerbare reacties 14
Ontkalken 12
Ontledingsreactie 20
Ontledingswarmte 24
Onverzadigde koolwaterstoffen 4, 5
Onverzadigde vetzuren 5, 23
Opbrengst 21
Oplosbaarheidsproduct 16
Optische isomeren 21
Organische verbindingen 4, 5
Oxidator 19, 20

P

Partiële druk 16
Perioden 1
Periodiek systeem der elementen 1
PH 14, 15, 17
PH berekenen 17
POH 15
Polyesters 22
Polyamiden 22
Polymeren 22
Plastics 22
Polarimeter 21
Polymerisatiereactie 22
Polypeptide 23
Primaire structuur 23
Protonen 1

Q

Quaternaire structuur 23

R

Racemisch mengsel 27
Reactiesnelheid 16
Reactiesnelheidsvergelijking 16
Reactiemechanisme 16
Reactiewarmte 30
Redoxreacties 23
Reductor 23
Rekenen in de scheikunde 7
Rekenen met atomen 8
Ringvorming 5,6
Romeins Cijfer 2
Rutherford 26
Ruwe aardolie 4

S

Salpeterzuur 26
Samengestelde ionen 2
Scheiden 4
Scheidingsmethoden 25
Secundaire structuur 23
Silicaten 26
Significante cijfers 7, 11
Slecht oplosbaar zout 2, 3
Snelheidsbepalende stap 13
Staal 20
Standaardomstandigheden 9
Stereoisomeren 21
Structuurformule 1, 3
Substitutiereactie 7
Systematische fouten 25
Systematische naamgeving 7

T

Tetraëdrische omringing 21
Tertiaire structuur 23
Thermoplasten 22
Thermoharders 22
Titratie 15
Toevallige fouten 25
Tweede orde reactie 13

V

Valentie 2
Valentie-elektronen 21
Vanderwaalsbindingen 1, 12
Verdelingsconstante 16, 21
Verdelingsevenwicht 14, 24
Verestering 5

Verhoudingsformule 2, 3
Verschil in kookpunt 4, 25
Verzadigde koolwaterstoffen 4
Verzeeping 5
Vet 5, 23
Vetzuur 5, 23
Vetharding 5, 23
Voedingschemie 23
Vormingswarmte 24
Voorvoegsels 4, 5, 6, 7
Vrije elektronen 1

W

Water 2, 12
Waterconstante 15
Waterstofbruggen 12, 23
Wet van avogadro 9
Wet van energiebehoud 15
Windenergie 4

Z

Zeolieten 26
Zepen 12
Zonne-energie 4, 25
Zoutbrug 19, 20
Zouten 1
Zouten bereiden 3
Zuivere stoffen 4
Zuren en basen 14, 17, 18
Zuur 5, 14, 17, 18
Zuur-base reactie 14, 17
Zuurgraad 15
Zwavelzuur 26