

Scheiden en reageren

Een zuivere stof heeft een smeltpunt en kookpunt. Een mengsel heeft een smelttraject.

Oplossing	Vloeistoffen of 1 vaste stof en vloeistof	Helder en doorzichtig, kleurloos of gekleurd
Suspensie	Vaste stof (niet opgelost) en vloeistof	Troebel en ondoorzichtig, wit of gekleurd
Emulsie	Twee vloeistoffen die niet goed mengbaar zijn	Troebel, wit of gekleurd. Ontmengt snel.

Hydrofiel = houdt van water → hydrofoob = houdt niet van water.

Emulgator: hydrofobe staart en hydrofiele kop zodat emulsie niet ontmengt.

1. Filtreren - verschil in deeltjesgrootte, vloeistof = filtraat, vaste stof = residu
2. Bezinken - verschil in dichtheid, stof met grootste dichtheid onderop
3. Indampen - verschil in kookpunt
4. Destillatie - verschil in kookpunt, de vloeistof die verdampt wordt opgevangen
5. Extraheren - verschil in oplosbaarheid
6. Adsorptie - verschil in adsorptievermogen, door gebruik van koolstof (norit)
7. Papierchromatografie - verschil in adsorptievermogen en oplosbaarheid

Mobiele fase → gas of vloeistof dat zich beweegt en het te scheiden mengsel vervoert.

Stationaire fase → hier beweegt het mengsel zich langs.

Rf-waarde: afstand tot middelpunt kleur/ afstand tot loopvloeistof (vloeistoffront) (tussen 0 en 1)

Reactiesnelheid:

- verdelingsgraad
- soort stof
- temperatuur
- concentratie
- katalysator

Effectieve botsing: botsing tussen twee deeltjes die tot een reactie leidt.

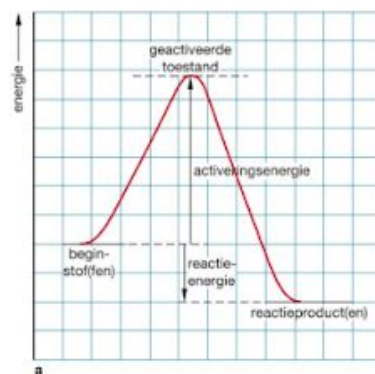
Hoe meer deeltjes zich in een volume bevindt, des te groter is de kans dat deze deeltjes botsen.

Hoe hoger de temperatuur, hoe sneller de deeltjes bewegen, hoe meer heftige botsingen er optreden.

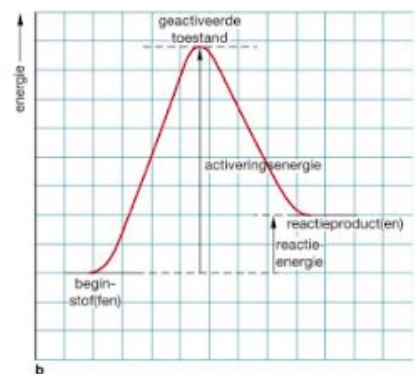
Hoe groter de verdelingsgraad, des te groter is het contactoppervlak en dus kunnen er meer botsingen per seconde aan het oppervlak plaatsvinden.

Een katalysator zorgt ervoor dat de geactiveerde toestand eerder wordt bereikt, het verlaagt dus de activeringsenergie. De reactie verloopt sneller/ bij lagere temperatuur.

De reactie-energie blijft hetzelfde!



1.22a Energiediagram van een exotherme reactie



1.22b Energiediagram van een endotherme reactie

Bouwstenen van stoffen

Atoomnummer: aantal protonen

Massagetal: aantal protonen en neutronen in de atoomkern

Isotopen: hetzelfde aantal protonen maar een verschillend aantal neutronen.

Een schil met rangnummer n kan maximaal $2n^2$ elektronen bevatten, tot maximaal 32.

Elektrovalentie (waardigheid): de lading hangt af van het aantal elektronen dat een atoom kan opnemen of afstaan.

Valentie-elektronen: elektronen in de buitenste schil die betrokken zijn bij het vormen en verbreken van bindingen tussen atomen.

Octetregel: atomen zullen door het opnemen, afstaan of delen van elektronen in de buitenste schil streven naar een achtoomringing. Dit heet een edelgasconfiguratie.

Van mol naar massa: $\times$ molaire massa

Van mol naar aantal deeltjes: $\times 6.02 \cdot 10^{23}$ (getal van Avogadro)

Van mol naar gas: $\times$ molair volume V_m

Wet van Avogadro: bij constante temperatuur en druk bevatten gelijke volumes van verschillende gassen evenveel moleculen en dus evenveel mol.

Moleculaire stoffen

Metalen geleiden elektrische stroom in de vaste en in de vloeibare fase.

Metaalbinding = binding tussen de positieve metaalionen en de negatieve vrije elektronen.

Zouten geleiden geen elektrische stroom in de vaste, maar wel in de vloeibare fase.

Ionbinding = binding tussen de positieve en negatieve ionen.

Moleculaire stoffen geleiden nooit elektrische stroom.

Vanderwaalsbinding = binding tussen moleculen in het kristalrooster. (vloeibaar + vast)

Apolair $\rightarrow$ de elektronen van het gemeenschappelijke elektronenpaar zullen zich even dicht bij het ene als het andere atoom bevinden.

Polair $\rightarrow$ één atoom trekt harder aan een gemeenschappelijk elektronenpaar dan het andere atoom, waardoor dat atoom een kleine negatieve lading δ^- heeft en het verste atoom een kleine positieve lading δ^+ .

Welk atoomsoort trekt het sterkst aan de elektronen? Kijk naar elektronegativiteit: de hoogste elektronegativiteit trekt sterker aan de elektronen.

$0,4 < \Delta EN < 1,7 \rightarrow$ atoombinding is polair

$\Delta EN \leq 0,4 \rightarrow$ atoombinding apolair

$\Delta EN > 1,7 \rightarrow$ ionbinding

Hoe groter de molecuulmassa, hoe sterker de vanderwaalsbinding en hoe hoger het smelt- en kookpunt is.

Het kookpunt is ook hoger bij aanwezigheid van een -O-H- of -N-H- binding.

Waterstofbrug: het H-atoom (δ^+) wordt naar het O- of N-atoom (δ^-) getrokken.

Dipoolmoleculen: moleculen met polaire bindingen die een ladingsverdeling hebben door hun structuur (niet lineair bijv.).

Moleculen zonder polaire atoombindingen zijn altijd apolair (hydrofoob).

Een stof lost goed op als het waterstofbruggen kan vormen.

Percentage: deeltjes per honderd 100%

Promillage: deeltjes per duizend 1000‰

Parts per million: deeltjes per miljoen 10^6 ppm

Zouten en zoutoplossingen

Elektrostatistische krachten zijn krachten tussen de ionen.

De ionen in een zout zijn in een zodanige verhouding dat de stof als geheel neutraal is.

Hydratatie: het omringen van ionen door watermoleculen.

Oplosvergelijking: $\text{Ca(OH)}_2 (\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$

Indampvergelijking: $\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 (\text{s})$

Als de maximale hoeveelheid stof is opgelost, noem je de oplossing verzadigd. Als dit niet het geval is, noem je de oplossing onverzadigd.

4 soorten metaaloxiden die reageren met water:

- | | |
|--|-------------|
| 1. $\text{Na}_2\text{O} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Na}^+ + 2 \text{OH}^-$ | natronloog |
| 2. $\text{K}_2\text{O} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{K}^+ + 2 \text{OH}^-$ | kaliloog |
| 3. $\text{CaO} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ | kalkwater |
| 4. $\text{BaO} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ | barietwater |

Zouthydraten vormen als volgt: $\text{CuSO}_4 (\text{s}) + 5 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} (\text{s})$

Voeg je meer water toe dan het ionrooster kan opnemen, lost de stof op.

Molariteit: aantal mol per liter.

Reacties van zouten

Heterogeen evenwicht: als de stoffen die deelnemen aan een dynamisch evenwicht niet in dezelfde toestand zijn.

Als zich een chemisch evenwicht heeft ingesteld, verlopen twee omkeerbare reacties tegelijkertijd met dezelfde snelheden. De concentraties van de ionen zijn constant.

Stoichiometrische verhouding: de verhouding waarin beginstoffen reageren en reactieproducten ontstaan.

Als na de reactie een van de beginstoffen nog aanwezig is, is deze stof dus in overmaat aanwezig geweest.

In de concentratiebreuk staan alleen gassen en opgeloste stoffen.

Als je beginstoffen toevoegt verschuift het evenwicht naar de kant van de reactieproducten.

Bij volumeverkleining verschuift het evenwicht naar de kant met de minste deeltjes, bij volumevergroting naar de kant met de meeste deeltjes.

Een katalysator zorgt voor een verkorte insteltijd, maar beïnvloedt de samenstelling niet!

Bij temperatuurverhoging is de endotherme reactie in het voordeel en verschuift het evenwicht naar die kant. Bij temperatuurverlaging gaat die naar de exotherme kant.

Als je warmte toevoegt kan de endotherme reactie meer verlopen er is immers meer warmte (die nodig is) deze reageert dus meer en zal dus meer omgezet worden naar de exotherme stoffen.

Koolstofverbindingen

Isomerie: de mogelijkheid om verschillende stoffen te hebben met dezelfde molecuulformule.

Verzadigd: bestaan uitsluitend uit enkele atoombindingen. (Alkanen)

Onverzadigd: tussen C-atomen zitten er één of meer dubbele atoombindingen. (Alkenen)

Alkynen $\rightarrow$ driedubbele binding.

Stoffen met een benzeenring worden aromatisch genoemd.

Naamgeving:

1. Langste keten C-atomen → stamnaam
2. Bepaal plaatsen en namen van zijgroepen → vóór de stamnaam
3. Komt een zijgroep vaker voor gebruik je voorvoegsels (bijv. dimethyl)
4. Getallen worden gescheiden door een komma, tussen een getal en letter komt een streepje
5. *Bij alkenen of alkynen verandert de uitgang van de naam en geef je de plaats van de dubbele bindingen aan
6. *Bij cyclo-vormen tel je het aantal C-atomen in de ring en voeg je cyclo- toe

Fenyl: een benzeenring als zijgroep.

Fenol → benzeenring met -OH groep als hoofdgroep

Een karakteristieke groep heeft een bepaalde prioriteit. Zie tabel 66D. De groep met de hoogste prioriteit heet de *hoofdgroep* en wordt met een achtervoegsel aangegeven. De hoofdgroep krijgt altijd het laagste nummer bij de hoofdketen. Als er meer karakteristieke groepen aanwezig zijn vormen die de voorvoegsels.

$$\text{Alkoxy} \rightarrow -\text{O}-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$$

Ethers $\rightarrow$ $-C-O-C-$

Alcohol, *ol* → -OH

Aldehyde, $al \rightarrow -C=O$

Ketonen, *on* $\rightarrow$ $\begin{array}{c} \diagup \text{H} \\ -\text{C}-\text{C}-\text{C}- \end{array}$

$$\begin{array}{c} \parallel \\ \text{O} \end{array}$$

Carbonzuur, *zuur* $\rightarrow$ $\begin{matrix} \text{-C=O} \\ \diagdown \text{OH} \end{matrix}$

Esters, *noaat* $\rightarrow$ -C=O

\O-C-

Aminogroep, *amine* $\rightarrow$ NH_2

*Het C-atoom wordt meegerekend tot de hoofdketen

Oliën zijn vloeibaar bij kamertemperatuur, vetten zijn vast. De meeste zijn triglyceriden, esters van glycerol en vetzuren.

Zuren

Als een zuur oplost in water worden H^+ -ionen afgegeven aan watermoleculen. Alle oplossingen van zuren bevatten gevormde H_3O^+ -ionen, ook wel **oxoniumionen** genoemd.

Sterke zuren: zuren die volledig splitsen in ionen (waterstofchloride) → aflopende reactie

Zwakke zuren: zuren die niet volledig splitsen in ionen (azijnzuur) → evenwichtsreactie

Notatie oplossing sterk zuur: ionen van het zuur. Notatie zwak: schrijf hetzelfde zuur (aq) op.

Bijv. waterstofchloride, een sterk zuur, noteer je als zoutzuur zo: $H_3O^+ (aq) + Cl^- (aq)$.

Salpeterzuur, een sterk zuur, noteer je als verdund salpeterzuur zo: $H_3O^+ (aq) + NO_3^- (aq)$.

Zwavelzuur, ook sterk, noteer je als zwavelzuuroplossing: $H_3O^+ (aq) + HSO_4^-$.

Fosforzuur, een zwak zuur, noteer je als fosforzuur oplossing zo: $H_3PO_4 (aq)$.

Azijnzuur (ethaanzuur), zwak, noteer je als azijnzuuroplossing: $CH_3COOH (aq)$.

Koolzuur, een zwak zuur, noteer je als $H_2CO_3 (aq)$ = verdund koolzuur.

Organische zuren hebben een koolstofskelet en een $-COOH$ -groep. Het H-atoom kan worden afgestaan als H^+ -ion. Alleen het waterstofatoom die in de zuurgroep zit kan worden afgestaan.

Naast het H_3O^+ -ion ontstaat er ook een negatief geladen ion: zuurrestion.

Een zuur die meerdere H^+ -ionen kan afstaan is een meerwaardig zuur.

→ een meerwaardig zwak zuur verliest in water maar één H^+ -ion.

Anorganische zuren zijn zuren zonder koolstofskelet.

Om de pH te berekenen kun je de volgende formule gebruiken: $pH = -\log [H_3O^+]$

Vanuit de pH waarde kun je ook de $[H_3O^+]$ berekenen: $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

Het aantal significante cijfers in de $[H_3O^+]$ moet gelijk zijn aan het aantal decimalen in de pH.

De pH van een sterk zuur berekenen kun je rechtstreeks met de molariteit van de oplossing.

De pH van een zwak zuur is een ander verhaal omdat het zuur niet volledig gesplitst is. Omdat er een evenwicht is, kun je de evenwichtsvoorwaarde opstellen zuurconstante:

$$K_z = ([H_3O^+][Z^-]) : [HZ]$$

De K_z is alleen afhankelijk van de temperatuur en wordt lager als het zuur zwakker is.

Basen

Een base kan H^+ -ionen opnemen en zo'n basische oplossing bevat OH^- -ionen.

Geconjugeerd zuur-basepaar: als een zwakke base een H^+ opneemt, ontstaat een zwak zuur dat weer een H^+ kan afgeven. Om te weten of een oplossing basisch is, moet je op zoek gaan naar het negatieve ion in het zout, waarna je bepaalt of het goed of slecht oplost.

Goed oplosbaar zout met sterk basisch ion: reactievergelijking met gehele zoutformule.

Goed oplosbaar zout met zwak basisch ion: reactievergelijking met het zwak basische ion.

Aminen kunnen reageren als een zwakke base, waarbij het een H^+ opneemt.

Om de pOH te berekenen kun je de volgende formule gebruiken: $pOH = -\log [OH^-]$

Vanuit de pH waarde kun je ook de $[OH^-]$ berekenen: $[OH^-] = 10^{-pOH}$

Hoe hoger de concentratie OH^- , hoe basischer de oplossing, hoe lager de pOH en hoger de pH.

$$[H_3O^+] \times [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14} \Rightarrow pH + pOH = 14,00$$

Hoe hoger de K_b hoe sterker de base.

Zuur-basereacties: een zuur geeft +1 H^+ af aan een base. Noteer de formules van de aanwezige deeltjes, welk is de sterkste zuur en welk base? *Let op: goed oplosbaar = ionen oplossing, slecht oplosbaar = formule zout. Meerwaardige base + overmaat zuur → base neemt meer H^+ -ionen op. Meerwaardig zuur + overmaat base → zuur geeft al zijn H^+ -ionen af.

Analysetechnieken en onderzoeken

Bij vloeistofchromatografie en gaschromatografie draait het niet om de afgelegde afstand, maar de tijd die een stof in de kolom verblijft: de retentietijd.

De kolom kan een polaire of apolaire stationaire fase hebben en de stoffen worden dan gescheiden op basis van hun polariteit.

Met een massaspectrometer meet je de massa van alle geladen deeltjes. Een stof wordt geïoniseerd door een elektronenbundel. $M^+ + e^- \rightarrow M^+ + 2 e^-$

Afhankelijk van hun massa en lading hebben de deeltjes een verschillende snelheid en komen dus niet tegelijk aan bij de detector. Verhouding m/z is vaak de directe massa omdat $z = 1$.

Je kan dan de structuur afleiden omdat de molecuulmassa de molecuul-ionpiek is.

Bij fragmentatie ontstaan er ionen en radicalen: niet-geladen deeltjes met een ongepaard elektron. Radicalen zijn niet zichtbaar in het massaspectrum.

Redoxreacties

Redoxreactie: reactie waarbij elektronenoverdracht plaatsvindt.

Oxidator neemt elektronen op; een reductor staat elektronen af.

Twee halfreacties vormen de totaalreactie, zonder elektronen en gelijke lading links en rechts!

In een reactie verdwijnt het onedelere metaal en ontstaat het edeler metaal.

Alle metalen zijn reductoren, onedel metaal(Sn) is een sterke reductor, edel metaal(Ag) is zwak.

De ionen zijn oxidatoren. Bijv. het Ag-atoom en Ag^+ zijn een redoxkoppel.

Hoe hoger de V_0 , hoe sterker de oxidator. Sterkste reductor heeft de laagste V_0 en sterkste oxidator de hoogste. Een redoxreactie:

- is aflopend als $\Delta V_0 \geq 0,3 \text{ V}$
- is een evenwicht als $-0,3 \text{ V} < \Delta V_0 < 0,3 \text{ V}$
- verloopt niet als $\Delta V_0 \leq -0,3 \text{ V}$

*De oxidatoren HSO_4^- en SO_4^{2-} reageren alleen in warm geconcentreerd zwavelzuur.

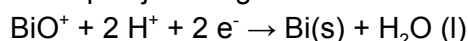
Geconcentreerd salpeterzuur geeft bruin NO_2 -gas; verdund salpeterzuur geeft NO-gas.

Aangezuurd/ zuur milieu: vóór de pijl H^+

Basisch milieu: OH^- vóór de pijl

Neutraal milieu: H_2O voor de pijl en na de pijl of H^+ of OH^-

*Let op: bij de volgende reactie is de totale lading +2 en niet +3, dus heb je 2 e^- nodig:



Alcoholen zijn in drie groepen te verdelen: primaire, secundaire en tertiaire. Primair $\rightarrow$ de OH-groep is verbonden aan een C-atoom waar maar één ander C-atoom aan verbonden is.

Bij een secundaire alcohol zijn er twee en bij een tertiaire alcohol drie andere C-atomen.

Primair alcohol + oxidator = aldehyde	H-atoom van de OH-groep gaat weg en een H-atoom van het C-atoom ook. Een dubbele binding ontstaat.	Aldehyde + $2 H^+ + 2 e^-$
Secundaire alcohol + oxidator = keton	Zie hierboven.	Keton + $2 H^+ + 2 e^-$
Tertiair reageert niet	Het C-atoom bevat geen H.	Geen reactie
Aldehyde + oxidator = carbonzuur	Een O van het H_2O komt bij de aldehyde.	Carbonzuur + $2 H^+ + 2 e^-$

Molecuulbouw en stofeigenschappen

Valentie-elektronen: elektronen in de buitenste schil. Deze teken je voor de lewisstructuur.

Octet-regel: atomen hebben de edelgasconfiguratie en willen dus vier elektronenparen.

*Uitzondering → H-atoom heeft maar één valentie-elektron en twee elektronen om zich heen.

Bindend elektronenpaar: gemeenschappelijke paar van een binding (streepje).

Niet-bindend elektronenpaar/ vrije: twee stipjes om het atoom heen.

Een radicaal voldoet niet aan de octetregel.

*Let op! Als het centrale atoom P, N of S is kan het aantal omringende elektronen groter zijn dan acht = **uitgebreid octet**.

Dipoolmolecuul: een molecuul met duidelijke positieve en negatieve kant. Kijk naar de ruimtelijke bouw door het omringingsgetal en of het een polaire binding bevat (= dan heeft het dus partiële lading).

Mesomerie: als je voor één molecuul of ion meerdere lewisstructuren kunt noteren. Hoe meer mesomere grensstructuren, hoe stabiel het deeltje en de bijbehorende stof.

Substitutie: een atoom of atoomgroep wordt vervangen door een ander. *Radicaal of ionair*.

1. Initiatie - het splitsen van moleculen naar radicalen
2. Propagatie - één radicaal reageert en vormt een nieuw radicaal, dat ook weer reageert
3. Terminatie - de twee ontstane radicalen reageren met elkaar

Een vrij elektronenpaar is nucleofiel (houdt van kernen) en het positieve ion is elektrofiel.

Additie: uit twee of meer moleculen ontstaat één nieuw molecuul → dubbele binding naar enkele binding. Dit kan via een radicaal of ionair mechanisme. Voorbeeld vorming chloorethaan door middel van waterstofchloride en etheen.

1. Initiatie - $\text{HCl} \rightarrow \text{H}\cdot + \text{Cl}\cdot$
2. Propagatie - $\text{Cl}\cdot + \text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\cdot$ & $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\cdot + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_3 + \text{Cl}\cdot$
3. Terminatie - $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\cdot + \text{H}\cdot \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_3$

bij twee dubbele bindingen, waartussen één enkele binding zit ontstaan er twee reactieproducten:

- 1,2-additie ⇒ de 1e dubbele binding klapt open en aan elk C-atoom komt een molecuul
- 1,4-additie ⇒ de twee dubbele bindingen verdwijnen en in het midden vormt zich een dubbele binding. Aan het 1e C-atoom en het 4e C-atoom zit nu een molecuul.

Structuurisomeren: de volgorde van de atoomsoorten zijn anders. Dit zijn dan ook andere stoffen met verschillende stofeigenschappen.

Stereo-isomeren: gelijke molecuulbouw maar verschillende ruimtelijke oriëntatie. Een dubbele binding is NIET draaibaar.

1. Cis-trans-isomerie: cis = aan dezelfde kant; trans = aan de andere kant

- Starre binding
- Er moet aan de linker- en rechterzijde van de starre binding twee verschillende groepen aan de C-atomen gebonden zijn

2. Spiegelbeeldisomerie:

- Asymmetrisch koolstofatoom C^* → C-atoom met vier verschillende groepen

Kunststoffen

Polymeren: polymeren, een veelvoud van monomeren. Poly + naam monomeer = kunststof.

Koppelen van monomeren kan op twee manieren:

1. Additiepolymerisatie
 - Initiatie → vorming radicalen
 - Propagatie → radicalen reageren met het $\sim[\text{monomeer}]_n\sim$
 - Terminatie → twee radicaalmoleculen reageren met elkaar
2. Condensatiepolymerisatie

Condensatiereactie = monomeren reageren met elkaar tot polymeren, terwijl tegelijkertijd een klein molecuul wordt afgesplitst. Bijv. estervorming.

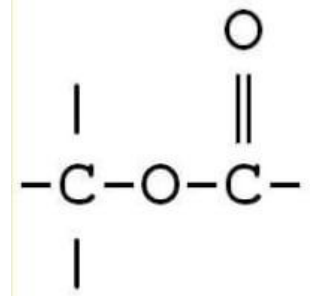
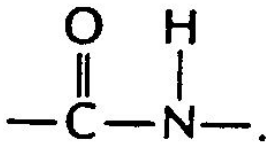
Hydrolysereactie = reactie waarbij moleculen door een reactie met water splitsen.

Polyester: monomeereenheden die via esterbindingen aan elkaar zitten.

Copolymeer: polymeer ontstaan uit verschillende monomeereenheden.

Polyamide: monomeereenheden die via amidebindingen zijn gekoppeld.

Een amide ontstaat uit de reactie van een zuur met een amine.



Thermoplasten (plastics): kunststoffen die zacht worden bij verwarmen.

→ lange losse polymeerketens

→ bij elkaar gehouden door vanderwaalsbindingen, grote bewegingsvrijheid = flexibel

Thermoharders: kunststoffen die hard blijven bij verwarmen, je kunt ze niet vervormen.

→ netwerkpolymeer

→ polymeerketens zijn gekoppeld door crosslinks, dwarsverbindingen (door dubbele binding in de losse ketens die reacties met elkaar aangaan óf zijgroepen die reageren)

De flexibiliteit is afhankelijk van:

- Zijketens

Grote zijgroepen → minder flexibel want mindere bewegingsvrijheid

- Polymerisatiegraad

Hoe meer monomeereenheden hoe hoger de graad → minder flexibel

Afhankelijk van de snelheden van de propagatie- en terminatiereacties (hoe lang keten wordt)

De reactiesnelheid van de propagatie neemt toe als de concentraties van de radicalen afnemen:

terminatiereacties treden op door botsing van twee radicalen, bij propagatiereacties reageert een radicaal met een monomeer. Als er meer radicalen aanwezig zijn, zal er sneller terminatie optreden en worden de ketens minder lang.

- Weekmakers

De moleculen van een weekmaker gaan tussen de polymeermoleculen zitten, waardoor de vanderwaalskracht minder wordt, de ketens meer bewegingsmogelijkheden krijgen en de flexibiliteit toeneemt.

Chemie van het leven

Koolhydraten = sachariden = suikers → koolstofverbindingen met +5 C-atomen en +3 OH

Monosachariden → ringstructuur, bijv. glucose (red & ox) en fructose (alleen oxidator).

Hydrolyse: disacharide reageert met water → er ontstaan twee monosachariden.

Oliën en vetten zijn esters van glycerol (propaan-1,2,3-triol) en vetzuren (carbonzuur). Door hydrolyse zet je ze weer om glycerol en vrije vetzuren.

Triglyceriden: vet is vast bij kamertemperatuur en olie vloeibaar.

Onverzadigd: dubbele of drievoudige C-C binding. Verzadigd: enkele binding, hoger smeltpunt.

Harden van oliën: zorgen d.m.v. additie dat een onverzadigd vetzuur verzadigd wordt.

Omega 3- en omega 6-vetzuren geven de plaats van de 1e dubbele binding aan als je aan de verkeerde kant begint te tellen, dus NIET bij de zuurgroep.

Polypeptide (eiwit): monomeereenheden die via peptidebindingen aan elkaar zitten.

Hydrolyse is het omgekeerde van condensatie.

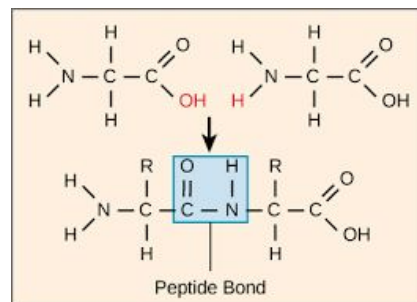
Primaire structuur ⇒ aantal, type, volgorde

Secundaire structuur ⇒ helix of sheet structuur van polypeptideketen door vorming H-bruggen

Tertiaire structuur ⇒ ruimtelijke bouw van het hele eiwitmolecuul. Bijv. hydrofobe karakter, zwavelbruggen.

Denatureren: als de 2e en 3e structuur wordt verbroken.

Transaminering: een aminogroep wordt omgezet keto groep.



Groene chemie

Principes van groene chemie: veiligheid; minder grondstoffen en energieverbruik; zoveel mogelijk gebruik maken van duurzame grondstoffen en energie; minder vervuiling.

Atomeconomie: hoeveel beginstoffen er in het reactieproduct zitten.

$$\text{Atomeconomie} = \frac{\text{m gewenst product}}{\text{m beginstoffen}} \times 100\%$$

$$\text{Rendement} = \frac{\text{praktische opbrengst}}{\text{theoretische opbrengst}} \times 100\%$$

Theoretische opbrengst: massa van het product volgens de reactievergelijking.

Praktische opbrengst: massa van het product bij de synthese.

Totale rendement: rendement van elke stap keer elkaar.

E-factor: hoeveelheid afval die ontstaat bij een productieproces (efficiëntie).

Q-factor: vervuilingfactor, de mate waarin stof vervuילend is.

TGG: tijdgewogen gemiddelde, vaak in 8 uur of 15 minuten. De concentratie mag tijdelijk hoger zijn maar de tijd van blootstelling niet.

Stoffen die erg giftig zijn hebben een grenswaarde van ppb (parts per 10⁹, µm per kg).

$\Delta E < 0 \text{ J}$ = exotherm, $\Delta E > 0 \text{ J}$ = endotherm. $\Delta E = E_{\text{reactie}} - E_{\text{begin}}$

Vormingswarmte (= ΔE): de energie die nodig is of vrijkomt bij de vorming van één mol stof.

*De vormingswarmte van een element is nul.

Reactie-energie (warmte): de hoeveelheid energie die vrijkomt bij een reactie of ervoor nodig is.

Reactiesnelheid: aantal mol stof delen door de coëfficiënt in de reactievergelijking.

$$s = k (\text{tabel 37A}) \times [\text{concentraties beginstoffen}]$$

De langzaamste stap bepaalt de snelheid van de totale reactie.

Overgebleven beginstoffen kunnen door recirculeren worden teruggevoerd.

Batchproces is geschikt voor de productie van kleine hoeveelheden, arbeidsintensief en bij te sturen. Continuproces is voortdurend en geschikt voor grote hoeveelheden.

Buffers en enzymen

Amfolyten zijn deeltjes die als zuur *en* base kunnen reageren. Het gedraagt zich in water als een zuur als geldt: $K_z > K_b$ en als base als geldt: $K_b > K_z$. Amino-zuren zijn amfolyten.

Een buffer bestaat uit een mengsel van een zwak zuur (reageert met OH^-) en zijn geconjugeerde zwakke base (reageert met H_3O^+) en gaat grote pH veranderingen tegen.

Als de molverhouding 1 : 1 is geldt voor de buffer: $\text{p}K_z = \text{pH}$.

Bij hyperventilatie wordt te veel CO_2 uitgeademd, de pH stijgt dan. Door de uitgeademde lucht op te vangen verschuift het evenwicht naar links en daalt de pH weer door toename van opgelost koolzuur.

Hydrofiel = polair en lost dus goed op in water, hydrofoob = apolair.

Een polair molecuul heeft twee kanten met een andere lading; de ene kant is wat positief geladen en de andere kant wat negatief. Omdat water zelf sterk polair is, kunnen andere moleculen die ook polair zijn, zich goed mengen met water.

De stof waar een enzym op inwerkt heet het substraat. De plaats waar het substraat zich hecht is het actieve centrum van het enzym. De snelheid hangt af van:

- temperatuur
- pH
- enzymconcentratie
- activeringsenergie

pH-optimum: een pH-waarde waarbij de werkzaamheid maximaal is van het enzym.

Verlagen van de pH: een basische zijgroep neemt dan een H^+ op.

Verhogen van de pH: een $-\text{COOH}$ -groep staat dan een H^+ af.

Verhogen van de temperatuur kan de tertiaire structuur breken en het enzym onwerkzaam maken. Verlaging van de temperatuur heeft geen invloed op de tertiaire structuur maar wel op de snelheid van de katalyse,

Accu's en brandstofcellen

Batterijen en accu's zijn elektrochemische cellen, waarin chemische energie wordt omgezet in elektrische energie. Er zijn twee reactievaten, halfcellen, waarin een oxidatie en reductie verloopt. Als je deze verbindt met stroomdraden en een zoutbrug (of membraan) stromen de elektronen die vrijkomen naar de oxidator en is er stroom.

Veranderen van kleur: afname concentratie ionen

Afname massa: atomen worden omgezet in ionen

Toename massa: neerslaan van atomen

Positieve elektrode: de elektrode waaraan de oxidator reageert, de pluspool.

Negatieve elektrode: de elektrode waaraan de reductor reageert, de minpool.

De elektronen gaan van de reductor naar de oxidator, van - naar + dus.

Bronspanning = verschil in standaardelektrodepotentiaal, ΔV_0 .

Batterijen bevatten een elektrolyt ipv een zoutbrug of membraan, dat zorgt voor een gesloten stroomkring. Voor het opladen draai je de reacties om die optreden bij stroomlevering.

*Let op: de gevormde stoffen moeten wel bij de elektrodes blijven (net zoals bij accu).

Elektrolyse: het omzetten van elektrische energie in chemische energie. Hier gebeurt het omgekeerde dan bij stroomlevering: de oxidator reageert nu aan de negatieve elektrode en de reductor aan de positieve elektrode.

Een brandstofcel is een elektrochemische cel waar in de ene halfcel continu zuurstof wordt gevoerd (oxidator) en in de andere halfcel een brandstof (reductor).

Waterstof is geen energiebron omdat het niet voorkomt in de bodem: het is een energiedrager. Energiedichtheid: hoeveelheid energie per volume-eenheid. Een lage energiedichtheid betekent dat je er veel van nodig hebt.

Rendement = $\frac{\text{nuttige gebruikte energie}}{\text{toegevoerde energie}} \times 100\%$

Nieuwe materialen

METALEN EN LEGERINGEN

- Zuivere metalen zijn vrij zacht
- Niet bros en goed te vervormen en daarom gemakkelijk te verwerken
- Goede stroomgeleiding en goed te recyclen

Onedele metalen zijn goede reductoren die gemakkelijk aangetast worden door zuurstof en water. Deze moeten beschermd worden, d.m.v. een oxidelaagje, tegen corrosie: ongewenste aantasting, bij ijzer roesten genoemd. Edele metalen hebben een hoge standaardelektrodepotentiaal, onedele metalen een lage.

- Geleidbaarheid → positieve ionen en vrije valentie-elektronen.
- Buigzaamheid → metaalionen schuiven in het metaalrooster van een kristal.

Legeringen worden vaak gebruikt omdat die minder gemakkelijk vervormen en beschadigen. Dit komt omdat je een deel van de metaalatomen vervangt door andere, die roosterfouten veroorzaken. Hierdoor wordt het verschuiven van de lagen in de metaalkristallen moeilijker.

Bros: een materiaal barst als je het met een hamer bewerkt omdat het niet te vervormen is. Vervormen maakt metalen harder omdat het aantal metaalkristallen en grensvlakken toeneemt.

POLYMEREN

- gevoelig voor uv-straling waardoor de sterkte vermindert. Dit komt omdat atoombindingen worden verbroken en de ketens korter worden.
- geleiden geen elektriciteit → door drievoudige bindingen om te zetten in dubbele en deze af te wisselen met enkele geleiden polymeren de stroom enigszins.

KERAMISCHE MATERIALEN

- Heel hard en goed bestand tegen extreme omstandigheden, zoals hoge temperaturen en corrosie
- Ze zijn vaak bros en daardoor moeilijk te verwerken.

⇒ In een atoomrooster zijn atomen door covalente bindingen verbonden. Ze zijn meestal erg hard en hebben een zeer hoog smeltpunt, net als diamanten.

⇒ In een ionrooster hebben de ionen een sterke onderlinge aantrekkingskracht. Als je twee lagen ionen langs elkaar probeert te schuiven, moet de ionbinding tussen een groot aantal ionen tegelijk verbroken worden. Als de laag verschuift, zitten ionen tegenover elkaar met dezelfde lading en die elkaar dus afstoten: er ontstaat een breuk. Dit zorgt voor het slechte geleidingsvermogen van de meeste zouten.

COMPOSITET

Een combinatie van verschillende materialen. Bevat vezelversterkte polymeren die in verschillende richtingen zijn geplaatst waardoor het composiet in alle richtingen even sterk is.