

--

THEORIE UIT EXPERIMENTEN

SCHEIKUNDE

--

WERKWIJZE

LEERDOELEN

--

BOVENBOUW

HAVO/VWO

--

Inhoud

- Natuurwetenschappelijke context
- Werkwijze
- Samenvattingen
- Toetsen
- Leerdoelen:

Module 4	Formules, kwantitief
Module 5A	Milieu en energietransitie, van fossiel naar hernieuwbaar
Module 5B	Koolstofchemie 1, structuur in formules
Module 5C	Koolstofchemie 2, reactiemogelijkheden in structuurformules
Module 5D	Koolstofchemie 3, DNA en andere polymeren
Module 6	Denken in oplossingen, ionstoffen
Module 7	Elektrochemie, direct en op afstand
Module 8H	Deeltjesmodellen, voorspellen en verklaren
Module 9H	De laatste loodjes, op naar het examen
Module 8V	Ontwikkelen van wetenschap, kennis maken
Module 9V	Deeltjesmodellen, voorspellen en verklaren
Module 10V	Evenwichten, redox en zuur-base
Module 11V	Kleurrijke chemie, over verf en andere kleurstoffen
Module 12V	VSEPR en mesomerie, schuiven met elektronen
Module 13V	Stereochemie, reactiemechanismen
Module 14V	De laatste loodjes, op naar het examen

Theorie uit Experimenten

Natuurwetenschappelijke context

Met de methode Theorie uit Experimenten leer je scheikunde door het uitvoeren van series samenhangende opdrachten.

Bij de uitvoering van die opdrachten doe je zelf natuurwetenschappelijk onderzoek. Dat vindt dikwijls plaats via een stappenplan.

1. Het begint meestal met een **context**: iets uit de krant of van tv, iets wat je wilt weten, iets waar je nieuwsgierig naar bent.

2. Om een antwoord te vinden ga je dan gegevens verzamelen, bijvoorbeeld door zelf **experimenten** uit te voeren.

3. In die gegevens zoek je **regelmaat**: dat kan door ze te ordenen naar zelf gekozen of aangereikte gezichtspunten.

4. Daaruit trek je een conclusie, je formuleert een definitie, je leert een concept of je stelt een **theorie** op. En dat is dan dikwijls weer een nieuwe context.

De opdrachten zijn gegroepeerd in practica. In vrijwel elk practicum moet je experimenteel praktisch werk verrichten of aangereikte resultaten van experimenten verwerken, vandaar de naam.

Een aantal practica vormt samen een module.

Werkwijze

In de klas bedenk je samen met drie of twee groepsgenoten antwoorden op de vragen bij de opdrachten. Zo krijg je kans om zelf tegen problemen aan te lopen, en die ook zelf op te lossen. Je begeleider geeft zo nodig commentaar op de antwoorden, meteen in de les of achteraf op papier.

De individuele verwerking vindt plaats via huiswerkopdrachten (in de A-practica). Die maak je digitaal of op papier, je kunt zelf het resultaat met behulp van voorbeeldantwoorden controleren.

Samenvattingen

Je leert ook scheikunde door individueel samenvattingen te maken. Daarmee verwerf je bovendien een vaardigheid die niet alleen bij het schoolvak scheikunde van pas komt.

Bij veel toetsen mag je de door jou zelf gemaakte samenvattingen gebruiken.

Van je begeleider hoor je aan welke minimumeisen de samenvattingen moeten voldoen, maar verder mag je die naar eigen inzicht inrichten. Ze worden dan ook niet klassikaal besproken. Jouw samenvattingen zijn wel het uitgangspunt als je met je begeleider jouw vorderingen bij het vak scheikunde wilt bespreken.

Om snel overzicht te kunnen krijgen vind je in dit boekje leerdoelen per module.

Toetsen

Ook de resultaten van toetsen kunnen aanleiding zijn om met je begeleider te overleggen. Als je in de les goed meewerkt en je huiswerk (A-practica, samenvattingen: gemiddeld een half uur per les) in orde is kun je meestal wel een voldoende scoren.

Aan de hand van een toetsanalyse-instrument kun je nagaan wat jouw zwakke plekken zijn. Soms is daar iets aan te doen, maar niet iedereen kan in de uren die ervoor staan even goed en evenveel scheikunde leren.

Leerdoelen module 4

Kwantitatieve eigenschappen in FORMULES

In deze module gebruik je, vanuit de context “broeikaseffect”, concepten uit voorgaande modulen, zoals de wet van Gay Lussac en (de wet van) kwantitatief elementbehoud bij reacties.

De daaruit voortvloeiende vraag is hoe chemici aan formules komen waarin kwantitatieve eigenschappen van stoffen bij reacties zijn verwerkt.

Om antwoord te kunnen geven op die vraag bestuderen we nog meer experimenten met stoffen in gasvorm. Dan blijkt bijvoorbeeld dat uit 1,0 liter chloorgas en 1,0 liter waterstofgas precies 2,0 liter waterstofchloridegas ontstaat en uit 2,0 liter waterstof en 1,0 liter zuurstof precies 2,0 liter waterdamp.

Steeds blijken de volumes van de reagerende stoffen in gasvorm zich te verhouden als eenvoudige gehele getallen.

Daaruit kun je op macroniveau conclusies trekken over de hoeveelheid van een element per liter van een stof.

Zo bevat waterstofchloridegas per liter een half maal zoveel element Cl als chloorgas en ook een half maal zoveel element H als waterstofgas.

Op grond hiervan hebben chemici aan waterstofchloride, chloor en waterstof de formules H_1Cl_1 , Cl_2 en H_2 toegekend; en aan water en zuurstof de formules H_2O_1 en O_2 .

Op microniveau kunnen de indices in deze chemische formules geïnterpreteerd worden als het aantal atomen in een molecuul van de betreffende stof.

Aan de hand van de litermassa's van gasvormige stoffen kan de hoeveelheid element per liter van een stof in gram worden uitgedrukt. Zo is de hoeveelheid element H in een liter waterstof (dat is het lichtste gas dat bestaat) gelijk aan 0,08 g. Omdat de hoeveelheid element H in een liter waterstofchloride H_1Cl_1 de helft is van die in een liter waterstof H_2 is 0,04 g H de kleinste hoeveelheid van een element per liter.

Scheikundigen rekenen liever met 1,0 g, dat is dus de hoeveelheid element H in 25 liter waterstofchloridegas. Dié hoeveelheid van 25 liter gas noemen scheikundigen 1 mol. (In BINAS-tabel 7 staat dit molair volume V_m met meer significante cijfers en ook bij andere omstandigheden vermeld.)

Op dezelfde manier kun je bijvoorbeeld voor element O de elementmassa 16 berekenen.

Op microniveau spreken we van atoommassa's. In TUE-tabel 7 en in de BINAS-tabellen 40 en 99 vind je de atoommassa/elementmassa van andere elementen.

Aan de hand van de formule kun je met behulp van de atoommassa's de massa van 1,0 mol van een stof berekenen. Zo is de molaire massa van water H_2O_1 gelijk aan $2 \times 1,0 + 1 \times 16,0 = 18$ g.

Wat je moet kénnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.

Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet kúnnen.

- gegevens uit bronnen halen

- contexten en (chemische) concepten onderscheiden
- een hypothese verifiëren of falsifiëren
- zetmeel/stijfsel als indicator voor jodium gebruiken
- massaverhouding omrekenen naar volumeverhouding en omgekeerd
- met een injectiespuit volumes afpassen
- een chemische formule toekennen op basis van volumes bij reacties
- bruinsteen als katalysator gebruiken
- molaire massa van een stof berekenen uit formule en atoommassa's

Leerdoelen module 5A Milieu en energietransitie

Deze module is in transitie.

Leerdoelen module 5B Koolstofchemie 1

In deze module wordt onderzoek gedaan naar reacties van stoffen met element koolstof: koolstofchemie. Ook nu weer wordt dat onderzoek gedaan volgens het stramien: gegevens verzamelen, regelmaat zoeken en verklaringen bedenken.

Alkanen en alkenen, alkynen; substitutie en additie

Er blijkt een groep van koolwaterstoffen te zijn die alleen met broom (Br_2) reageren als het reactiemengsel met uv-licht bestraald wordt. Die stoffen worden alkanen genoemd en hebben als formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Bij deze zogeheten substitutiereacties ontstaat steeds waterstofbromide HBr en een monobroomalkaan $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{Br}$.

En er is een groep van koolwaterstoffen die ook in het donker met broom (Br_2) reageren. Die stoffen worden alkenen genoemd en hebben als formule C_nH_{2n} . Er ontstaat bij deze zogeheten additiereacties steeds maar één stof: een dibroomalkaan $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{Br}_2$.

Bij de alkynen met algemene formule $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ kan tweemaal na elkaar een additiereactie plaatsvinden.

Ook met andere stoffen dan broom kunnen substitutie- en additiereacties uitgevoerd worden.

Isomerie

Bij dezelfde chemische formule blijken er soms verschillende (al dan niet gesubstitueerde koolwater)stoffen te bestaan: isomeren. Zo zijn er twee verschillende isomeren met formule C_4H_{10} en maar liefst zeven met formule $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

Door het construeren van structuren kan aan elk isomeer een verschillende structuurformule toegekend worden. Uitgaande van de covalentie 4 voor C, 3 voor N, 2 voor O en 1 voor H en de halogeenelementen kun je door het tekenen van structuurformules voorspellen hoeveel isomeren er met een bepaalde formule bestaan.

Aan de hand van de structuurformule kennen chemici volgens naamgevingsregels aan elke isomere stof een verschillende naam toe.

Regelmaat

Van de zeven isomeren met formule $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ reageren er vier wel (alcoholen) en drie niet (ethers) met natrium. In de zeven structuurformules zie je er vier met een O–H-groep en drie met een C–O–C-groep. (De namen van deze en andere groepen staan in BINAS-tabel 66D. Daar vind je ook naamgevingsregels.)

Op grond van dit soort regelmatigigheden kun je aan de hand van (groepen in) een structuurformule van een stof voorspellingen doen over reactie(on)mogelijkheden van die stof.

Verklaring

Op microniveau kun je structuurformules interpreteren als molecuulstructuren waarin de atomen met atoombindingen aan elkaar vastzitten. Die atoombindingen bestaan uit (negatief geladen) elektronenparen die (positief geladen) atoomresten bij elkaar houden.

Met dubbele C=C-bindingen in alkeenmoleculen kun je verklaren dat er, binnen de covalentieregels, atomen aan toegevoegd (geaddeerd) kunnen worden.

En de opsplitsing van een atoombinding onder invloed van uv-licht is de eerste stap van een mechanisme waarmee je (het verloop van) substitutiereacties kunt verklaren.

Wat je moet k nnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.

Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet k nnen.

- op grond van een reactievergelijking concluderen of je met een substitutie- dan wel additiereactie te maken hebt
- uit reactiemogelijkheden afleiden met welke soort (koolwater)stof je te maken hebt
- uit molecuul- en structuurformules afleiden met welke soort (koolwater)stof je te maken hebt
- aan de hand van covalenties structuurformules van stoffen construeren
- aan de hand structuurformules het aantal isomeren met dezelfde molecuulformule afleiden
- op basis van structuurformules en naamgevingsregels namen aan (koolwater)stoffen toekennen
- alcoholen en ethers experimenteel onderscheiden
- waterstof(gas) aantonen met knalgasproef
- (vwo:) structuurformules van aldehyden en ketonen tekenen en bijbehorende namen toekennen
- op basis van reactiemogelijkheden structuurformules toekennen
- heen en weer denken tussen macro- en micro-interpretatie van structuurformules, tussen covalente binding en atoombinding
- additie- en substitutiereacties op macro- en microniveau beschrijven
- een radicaalmechanisme voor substitutie en additie beschrijven

Leerdoelen module 5 Koolstofchemie 2

In deze module zie je hoe niet alleen chemische maar ook fysische eigenschappen van koolstofverbindingen op microniveau verklaard kunnen worden.

Fysische eigenschappen

Zo kunnen verschillen in kookpunt verklaard worden met verschil in aantrekkende krachten tussen moleculen: die zogeheten vanderwaalskracht is groter naarmate de molecuulmassa groter is (of eigenlijk: naarmate het aantal elektronen in een molecuul groter is).

Het extra hoge kookpunt van sommige stoffen kun je op microniveau verklaren met een extra (elektrische) kracht tussen moleculen in de vorm van waterstofbruggen. Daarvan is sprake als er in de moleculen N–H-groepen en/of O–H-groepen aanwezig zijn: dat zijn daardoor polaire moleculen met een +-kant en een –kant.

Met de vorming van waterstofbruggen tussen watermoleculen en polaire moleculen kun je verklaren dat de hydrofiele stoffen, die ermee worden voorgesteld, wel in water oplossen en andere (hydrofobe) stoffen niet.

Chemische eigenschappen

Er is een groep van stoffen die zuren (zure stoffen) genoemd worden.

Ze hebben als eigenschap onder meer dat de oplossing ervan in water blauw lakmoes rood kleurt. De alkaanzuren met algemene formule $C_nH_{2n}O_2$ zijn hiervan een subgroep.

In de structuurformule herken je alkaanzuren aan $\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ getekend, dat is een carbonzuurgroep

Er is een groep van stoffen die basen (basische stoffen) genoemd worden.

Ze hebben als eigenschap onder meer dat de oplossing ervan in water rood lakmoes blauw kleurt. De alkaanaminen met algemene formule $C_nH_{2n+3}N$ zijn hiervan een subgroep.

In de structuurformule van alkaanaminen wordt een aminogroep $\overset{\text{H}}{\text{N}}-\text{H}$ getekend.

Zure en basische eigenschappen zijn gecombineerd in aminozuren. In BINAS-tabel 67H1 staan daarvan voorbeelden.

Als een alkaanzuur met een alcohol reageert ontstaat behalve water een ester, dat is een stof met weer andere eigenschappen.

In de structuurformule van esters wordt een estergroep $\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{C}$ getekend.

Als een alkaanzuur met een amine reageert ontstaat behalve water een amide, dat is een stof met weer andere eigenschappen.

In de structuurformule van amides wordt een amidegroep $\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\overset{\text{H}}{\text{N}}$ getekend.

Deze ester- en amidevorming zijn beide voorbeelden van condensatiereacties. De omgekeerde reacties zijn voorbeelden van hydrolyse(reacties). Het zijn allemaal niet-aflopende reacties waarbij zich in het reactiemengsel een evenwicht instelt.

Wat je moet k nnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.

Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet k nnen.

- op basis van structuurformules en naamgevingsregels namen aan toekennen aan carbozuren, amines, esters, amiden en aminozuren en omgekeerd
- aan de hand van de molecuul- en structuurformule voorspellingen doen over hoogte van het kookpunt en de oplosbaarheid in water
- structuurformule van esters en amides afleiden uit de structuurformule van het carbozuur en alcohol respectievelijk amine waaruit ze ontstaan en omgekeerd
- beredeneren hoe een evenwicht verschuift als er stoffen aan het reactiemengsel worden toegevoegd of onttrokken

Leerdoelen module 5D Koolstofchemie 3

In deze module zie je hoe aan de hand van functionele groepen in structuurformules verklaringen gegeven kunnen worden voor en voorspellingen gedaan over het verloop en resultaat van polymerisatiereacties.

Condensatiepolymerisatie

Als in de structuurformule van een stof een COOH-groep voorkomt én een van de groepen NH₂, OH of een halogeen, dan kunnen die moleculen, onder afsplitsing van watermoleculen of waterstofhalogenide-moleculen, aan elkaar gekoppeld worden tot polymeerketens: condensatiepolymerisatie.

Als aminozuurmoleculen op deze manier koppelen wordt een eiwitmolecuul gevormd.

Als monosacharidemoleculen middels OH-groepen koppelen worden eerst disacharide- en vervolgens polysacharidemoleculen gevormd. Al deze sachariden zijn voorbeelden van koolhydraten (zie BINAS-tabel 67F).

Samen met de eiwitten en de koolhydraten horen vetten bij de voedingsstoffen; vetten zijn overigens geen polymeren, maar triësters die ontstaan bij condensatiereacties van glycerol en vetzuren (zie BINAS-tabel 67G).

Enzymen, die in organismen bepalen welke reacties er verlopen, bestaan uit eiwitten. Welk enzym/eiwit in een organisme voorkomt hangt af van het aanwezige soort DNA. Op microniveau worden DNA-moleculen voorgesteld als dubbele helices van polymeerketens die opgebouwd zijn uit nucleotide-eenheden.

Additiepolymerisatie

Op microniveau kan het ontstaan van een polymeer uit een alkeen verklaard worden met de opsplitsing van een atoombinding in twee elektronen die elk kunnen koppelen met een elektron van een ander molecuul. Aan de hand van dit mechanisme kan de structuurformule van het ontstane additiepolymeer worden afgeleid.

Soorten polymeren

Als monomeermoleculen drie of meer koppelingsmogelijkheden hebben kunnen tussen de lineaire moleculen dwarsverbindingen (crosslinks) gevormd worden.

Afhankelijk van het aantal dwarsverbindingen op microniveau hebben de betreffende polymeren op macroniveau verschillende eigenschappen. Zo kun je thermoplasten (geen dwarsverbindingen), elastomeren (enkele dwarsverbindingen) en thermoharders (netwerk met veel dwarsverbindingen) onderscheiden. Ook met verschil in aangehechte groepen (microniveau) kun je verschil in eigenschappen op macroniveau verklaren, bijvoorbeeld de manier waarop polymeren voorwerpen met een bepaalde vorm gemaakt kunnen worden.

Wat je moet kénnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.

Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet kúnnen.

- uit de structuurformule van een monomeer opmaken of er condensatie- dan wel additiepolymerisatie mogelijk is
- uit de structuurformule van een monomeer de structuurformule van het polymeer afleiden

- peptidebinding in een structuurformule aanwijzen
- uit een vereenvoudigde structuurformule (bijv. van een sacharide) de molecuulformule afleiden
- eigenschappen van eiwitten, koolhydraten en vetten noemen
- spijsvertering beschrijven
- eigenschappen van polymeren op microniveau verklaren en voorspellen

Leerdoelen module 6 Denken in oplossingen

In deze module maken we de overgang van koolstofchemie (in module 5) naar elektrochemie (in module 7).

Koolwaterstoffen worden gebruikt als grondstof (bijv. aardolie voor de productie van kunststoffen) en als brandstof (bijv. steenkool en aardgas in elektriciteitscentrales). Als de koolwaterstoffen niet fossiel zijn maar afkomstig uit biomassa dan raakt de olievoorraad niet (zo snel) op en het is bij verbranding minder belastend voor het milieu vanwege minder (netto) CO₂-emissie.

Chemische energie uit fossiele brandstoffen of biobrandstoffen wordt eerst omgezet in warmte. Die kan worden gebruikt voor verwarmingsdoeleinden en kan, via bewegingsenergie, ook worden omgezet in elektrische energie.

Er zijn ook manieren om chemische energie rechtstreeks om te zetten in elektrische energie (overigens komt bij alle energie-omzettingen altijd ook meer of minder warmte vrij). Bij al die omzettingen blijkt geleidende vloeistoffen betrokken te zijn.

Uit elektroforese-experimenten moet je concluderen dat in geleidende vloeistoffen positief en negatief geladen ionstoffen aanwezig zijn. Zo beweegt de blauwe ionstof koper naar de negatief geladen elektrode en is dus positief geladen.

Net zoals aan stoffen in module 4 kan op basis van experimentele gegevens ook aan ionstoffen een formule worden toegekend. Voorbeelden daarvan vind je in de tabel in practicum 4 van deze module 6 maar ook in de BINAS-tabellen 45A en 66B. Zo is de formule van ionstof koper Cu²⁺.

Op microniveau worden ionstoffen voorgesteld met geladen deeltjes die ionen worden genoemd. Bij ionstof koper zijn dat koperionen (Cu²⁺-ionen).

Uit de formules van ionstoffen kun je de formules van stoffen afleiden die ontstaan als ionstoffen met elkaar reageren. Zo volgt uit de formules Cu²⁺ en NO₃⁻ als (verhoudings)formule voor kopernitrat Cu(NO₃)₂. Al deze stoffen (met de verzamelnaam zouten) hebben een relatief hoog smelt- en kookpunt en worden daarom op microniveau ook niet met moleculen voorgesteld, want met de zwakke aantrekkingskracht tussen moleculen kan het smelt- en kookpunt niet verklaard worden.

Uitzondering hierop zijn de stoffen die een combinatie zijn van ionstof waterstof (H⁺) en een negatieve ionstof. Deze stoffen worden dan ook niet zout maar zuur genoemd. Kenmerk van zuren is dan ook dat er H⁺ uit kan ontstaan.

Het speciale karakter van H⁺ kun je op microniveau verklaren als je atomen voorstelt met een positieve kern (met daarin protonen met lading 1+ en massa 1 u en neutronen met lading 0 en massa 1u) en daaromheen elektronen (met verwaarloosbare massa en lading 1-).

In dit model bestaan H⁺-ionen uit alleen een proton.

De concentratie van H⁺(-ionen), uitgedrukt in mol.L⁻¹, is een aanduiding voor de mate van zuurheid van een oplossing. Als aanduiding voor de zuurgraad wordt ook de pH gebruikt.

Die kan als volgt berekend worden: pH = -log [H⁺] en omgekeerd: [H⁺] = 10^{-pH} (in de pH-waarde telt het cijfer vóór de komma níét mee als significant cijfer).

(Ion)stoffen die met H^+ reageren worden basen (basische (ion)stoffen) genoemd. In basische oplossingen is $[OH^-] > 1,00 \cdot 10^{-7}$.
In water geldt (bij 25 °C): $pH = pOH = 7,00$; altijd geldt: $pH + pOH = 14,00$.

Wat je moet kénnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.
Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet kúnnen.

- energieberekeningen uitvoeren
- fysische en chemische elektriciteitsproductie onderscheiden
- geleidend vermogen van vloeistoffen meten
- elektriciteitsleer toepassen
- uit ion(stof)formules stofformules afleiden
- atomen volgens het schillenmodel tekenen
- pH en pOH berekenen uit $[H^+]$ en $[OH^-]$ en omgekeerd
- significantieregels toepassen
- namen en formules van zuren en basen noemen

Leerdoelen module 7 Elektrochemie

Sommige reacties kunnen niet alleen rechtstreeks maar ook op afstand plaatsvinden. Een voorbeeld van zo'n reactie is die van stof zink en ionstof koper: als je een zinkplaatje in een kopersulfaatoplossing doet verdwijnt het zink en ook de (blauwe) ionstof koper; daarbij ontstaat roodbruin koperpoeder en (kleurloze) ionstof zink. Diezelfde reactie vindt plaats als je een zinkplaatje steekt in een bekerglas met keukenzoutoplossing en een koolstofstaafje in een ander bekerglas met kopersulfaatoplossing. Maar dat gebeurt alleen als je de zinkelektrode en de koolstofelektrode met een draad verbindt en de oplossingen in de bekers met een zoutbrug met daarin een geleidende oplossing.

Zo'n reactie wordt een redoxreactie genoemd omdat die opgesplitst gedacht kan worden in twee halfreacties.

In bovengenoemd voorbeeld ontstaat er uit stof zink (de reductor) negatieve lading en ionstof zink; ionstof koper (de oxidator) reageert met (die) negatieve lading en daaruit ontstaat stof koper.

Als de reactie op afstand plaatsvindt is er sprake van een elektrochemische cel: chemische energie wordt omgezet in elektrische energie.

De elektrode waar de negatieve lading geproduceerd wordt (in het voorbeeld het zinkplaatje) is de elektrode met de laagste potentiaal ("negatieve" elektrode of minpool); de elektrode waar de negatieve lading verdwijnt (in het voorbeeld de koolstofstaaf) is de elektrode met de hoogste potentiaal ("positieve" elektrode of pluspool).

Op microniveau kan de een redoxreactie beschouwd worden als een proces van elektronenoverdracht. Het deeltje dat elektronen afstaat is de reductor en het deeltje dat de elektronen opneemt is de oxidator.

In BINAS-tabel 48 vind je oxidatoren en reductoren in volgorde van sterkte. Aan de hand van de ook vermelde halfreactievergelijkingen kun je totaalreactievergelijkingen van redoxreacties opstellen.

Elektrolyses zijn redoxreacties waarbij elektrische energie wordt omgezet in chemische energie. Een voorbeeld ervan is de elektrolyse van water waarbij waterstof en zuurstof ontstaan.

Batterijen en accu's zijn voorbeelden van elektrochemische cellen. Als in een elektrochemische cel de verdwijnende oxidator en reductor telkens wordt aangevuld spreekt men van een brandstofcel. De meest bekende is de waterstofbrandstofcel; daarin zijn de oplossingen rond de elektroden gescheiden door een ion(stof)selectief membraan.

Wat je moet k nnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.

Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet k nnen.

- aan de hand van experimentele gegevens reactievergelijkingen opstellen
- elektrochemische cellen bouwen

- redoxreacties op macro- en microniveau beschrijven
- BINAS-tabel 48 gebruiken

Leerdoelen module 8H Deeltjesmodellen

Als je atoomkernen voorstelt als combinaties van protonen en neutronen kun je verklaren dat er van een element isotopen bestaan en beschrijven hoe kernreacties verlopen.

Met de (valentie-)elektronen rond atoomkernen kun je chemische eigenschappen op microniveau beschrijven: zo staat bij een redoxreactie de reductor elektronen af en neemt de oxidator elektronen op.

Ook fysische eigenschappen van stoffen kunnen met dit model verklaard worden. Atoombindingen worden voorgesteld als elektronenparen tussen positief geladen atoomresten. Met de resulterende neutrale moleculen (die elkaar aantrekken met (zwakke) vanderwaalskrachten) kun je op macroniveau eigenschappen van deze zogeheten moleculaire stoffen verklaren. Onverwacht hoge smelt- en kookpunten van moleculaire stoffen worden verklaard met waterstofbruggen.

Net als bij covalente bindingen wordt ook in metaalroosters de (sterke) binding verzorgd door elektronen en positief geladen atoomresten; om diverse metaaleigenschappen te kunnen verklaren moet je dan wel veronderstellen dat die elektronen door het rooster kunnen bewegen.

Eigenschappen van zouten kun je op microniveau verklaren als je ze voorstelt als combinaties van positieve en negatieve ionen.

In de tabel in practicum 6A van deze module vind je (macro-)eigenschappen van moleculaire stoffen, metalen en zouten en ook de verklaring ervan op microniveau.

Met het deeltjesmodel kunnen ook andere eigenschappen van stoffen verklaard en voorspeld worden zoals (de invloed van temperatuur, concentratie, verdelingsgraad en katalysatoren op de) reactiesnelheid, kristalwater.

Zuur-base-reacties kun je op microniveau beschouwen als protonoverdrachtsreacties. Op macroniveau zijn zuren (ion)stoffen waaruit H^+ ontstaat en basen (ion)stoffen die met H^+ reageren.

Wat je moet k nnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.

Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet k nnen.

- heen en weer denken tussen micro- en macroniveau
- atomen voorstellen als atoomkernen met elektronen eromheen
- deeltjesmodellen gebruiken

Leerdoelen module 9H De laatste loodjes

Chromatografie is een scheidingstechniek die je kunt beschouwen als een combinatie van extractie en adsorptie.

Met het deeltjesmodel kunnen eigenschappen van composieten en andere nieuwe materialen op microniveau verklaard worden.
Informatie daarover is samengevat in de BINAS-tabellen zoals 67A t/m 67E.

Wat je moet kénnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.
Hieronder staat wat je moet kúnnen.

- opgedane chemische kennis toepassen

Leerdoelen module 8V Ontwikkelen van wetenschap

Verschijselen in kathodestraalbuizen kun je verklaren als je negatieve elektrische lading voorstelt met elektronen. Millikan bepaalde aan het begin van de twintigste eeuw de (kleinst mogelijke) lading van een elektron: het elementair ladingsquantum.

Uit de discontinuïteit van lading werd ook voor (ion)stoffen een deeltjesmodel geconstrueerd. Bij elk element hoort dan een atoom met een kenmerkende positieve kernlading (gelijk aan het atoomnummer). De positieve kernlading wordt in een atoom geneutraliseerd door elektronen (evenveel als het atoomnummer).

Het ontstaan van ionstoffen kan dan op microniveau verklaard worden door het onttrekken of toevoegen van elektronen aan atomen.

Het voorkomen van isotopen bij een element kun je op microniveau verklaren met een verschillend aantal neutronen in de kern (naast hetzelfde aantal positief geladen protonen).

De resultaten van experimenten in een massaspectrometer (dat is een aangepaste kathodestraalbuis) kun je met behulp van het deeltjesmodel gebruiken om stoffen te identificeren.

Ook kernreacties kunnen met dit deeltjesmodel verklaard worden.

Wat je moet kénnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.

Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet kúnnen.

- heen en weer denken tussen micro- en macroniveau
- continu en discontinu onderscheiden
- atoommodellen gebruiken

Leerdoelen module 9V Deeltjesmodellen

Je kunt elektrovalentie(s) van elementen op microniveau verklaren als je voor atomen het schillenmodel gebruikt waarin elektronen zich op verschillende afstanden van de positief geladen kern bevinden. De plaats van de elektronen in dat model van Rutherford en Bohr kon worden afgeleid uit experimenten met (alweer) een aangepaste kathodestraalbuis (van Franck en Hertz). In de buitenste schil (het verst weg van de atoomkern) bevinden zich de zogeheten valentie-elektronen.

In dit model worden atoombindingen voorgesteld als elektronenparen tussen positief geladen atoomresten. Met de resulterende neutrale moleculen (die elkaar aantrekken met (zwakke) vanderwaalskrachten) kun je op macroniveau eigenschappen van deze zogeheten moleculaire stoffen verklaren. Onverwacht hoge smelt- en kookpunten van moleculaire stoffen worden verklaard met waterstofbruggen.

Net als bij covalente bindingen wordt ook in metaalroosters de (sterke) binding verzorgd door elektronen en positief geladen atoomresten; om diverse metaaleigenschappen te kunnen verklaren moet je dan wel veronderstellen dat die elektronen door het rooster kunnen bewegen.

Eigenschappen van zouten kun je op microniveau verklaren als je ze voorstelt als combinaties van positieve en negatieve ionen.

In de tabel in practicum 5A van deze module vind je (macro-)eigenschappen van moleculaire stoffen, metalen en zouten en ook de verklaring ervan op microniveau.

Met het deeltjesmodel kunnen ook andere eigenschappen van stoffen verklaard en voorspeld worden zoals (de invloed van temperatuur, concentratie, verdelingsgraad en katalysatoren op de) reactiesnelheid, kristalwater en composieten.

Wat je moet k nnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.

Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet k nnen.

- heen en weer denken tussen micro- en macroniveau
- atomen met het schillenmodel voorstellen
- deeltjesmodellen gebruiken

Leerdoelen module 10 Evenwichten

Door de inzet van biobrandstoffen in plaats van fossiele brandstoffen hoopt men (de toename van) de hoeveelheid van het broeikasgas CO_2 in de atmosfeer te verminderen.

Bij de omzetting van chemische energie in elektrische energie worden nog andere milieumaatregelen getroffen zoals kolenvergassing, afvangen en opslaan van CO_2 en toepassen van warmtekrachtkoppeling.

Ook wordt onderzoek gedaan naar C-vrije elektriciteitsbronnen zoals batterijen. Dat zijn elektrochemische cellen waarin redoxreacties op afstand plaatsvinden.

Als bij een elektrochemische cel de reagerende (ion)stoffen telkens worden aangevuld spreekt men van een brandstofcel. De bekendste soort brandstofcel werkt op waterstof; in zo'n cel zijn de compartimenten gescheiden door een semipermeabel (proton exchange) membraan dat H^+ doorlaat.

Nog een voorbeeld van een C-vrije elektriciteitsbron is de concentratiecel: de werking ervan berust op het potentiaalverschil dat ontstaat ten gevolge van verschillende concentraties van een (ion)stof.

In/aan zo'n concentratiecel kun je heel goed zien dat in een elektrochemische cel het potentiaalverschil afhankelijk is van de concentraties van de reagerende (ion)stoffen. Als door het verloop van de reactie de concentraties zo veranderd zijn dat er geen potentiaalverschil meer is, wordt er geen stroom meer geleverd. Er heeft zich dan een evenwichtstoestand ingesteld waarbij de concentratiebreuk een voor de betreffende reactie karakteristieke waarde heeft bereikt: de evenwichtsconstante (die overigens wel temperatuurafhankelijk is).

Niet alleen voor reacties op afstand maar voor alle niet-aflopende reacties geldt dat er evenwicht is (bereikt) als de concentratiebreuk gelijk is (geworden) aan de evenwichtsconstante: dat is de evenwichtsvoorwaarde. In een concentratiebreuk worden alleen (ion)stoffen vermeld waarvan de concentratie variabel is. In BINAS-tabel 37B staat een en ander in formulevorm beschreven.

Als de temperatuur gelijk blijft kun je aan de hand van de evenwichts-voorwaarde beredeneren hoe de ligging van een evenwicht beïnvloed kan worden. Ongeacht de temperatuur(sverandering) kan de evenwichtsverschuiving ook beredeneerd worden met de wet van Le Châtelier en Van 't Hoff: een verandering, aangebracht aan een in evenwicht verkerend systeem, wordt zoveel mogelijk tegengewerkt.

Van oudsher krijgen evenwichten van zwakke zuren en zwakke basen (die in water niet-aflopend reageren) speciale aandacht.

Een zuur is een (ion)stof waaruit H^+ ontstaat; een base is een (ion)stof die met H^+ reageert. (Op microniveau: een zuur is een protondonor; een base is een protonacceptor.) Middels een titratie (een analysemethode waarbij de hoeveelheid van een (ion)stof in een oplossing met behulp van een andere oplossing met bekende molariteit kan worden bepaald) kun je de molariteit concentratie van een zuur of base meten.

In zo'n waterige zure of basische oplossing is de waterconcentratie (nagenoeg) constant en die wordt dan ook niet in de concentratiebreuk vermeld. De waarden van

de bijbehorende evenwichtsconstanten, die worden aangeduid met K_z en K_b , staan vermeld in BINAS-tabel 49.

Wat je moet k nnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.

Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet k nnen.

- de werking van een batterij/elektrochemische cel/brandstofcel beschrijven met behulp van halfreacties/halfreactievergelijkingen
- brandstoffen met elkaar vergelijken, voorstellen voor aanpassing(en) beoordelen en redeneren over aspecten van duurzaamheid die daarbij een rol spelen
- rekenen met hydratatie-energie, roosterenergie, vormingswarmte, verbrandingswarmte
- berekeningen maken met atoomeconomie, E-factor en rendement
- met het oog op een milieueffectrapportage met behulp van kennis van productieprocessen ten minste in de context van gezondheid of duurzaamheid beschrijven welke maatschappelijke condities een rol spelen bij milieu-gerelateerde vraagstukken en voor deze vraagstukken beschrijven welke mogelijke gevolgen er zijn op het gebied van gezondheid en duurzaamheid
- evenwichtsvoorwaarde opstellen
- aangeven of er sprake is van evenwicht, berekeningen uitvoeren aan evenwichten, en verklaren hoe de ligging van een evenwicht kan worden beïnvloed
- zuur-base-reacties met een vergelijking beschrijven
- titreren
- resultaten van een titratie interpreteren

Leerdoelen module 11 Kleurrijke chemie

Water kan niet-aflopend als zuur én ook als base kan reageren en dat geeft als evenwichtsvoorwaarde voor het waterevenwicht:

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] .$$

Uit de waarde van K_w bij 25 °C kun je dan afleiden dat de pH (en ook de pOH) in water gelijk is aan 7,00 en ook dat in een waterige oplossing $\text{pH} + \text{pOH} = 14,00$.

Sommige processen, zoals enzymatische spijsvertering, verlopen optimaal bij een bepaalde pH. De pH van een oplossing kan constant gehouden worden met een bufferoplossing. Een voorbeeld daarvan is een oplossing waarin de verhouding van de concentratie van een zwak zuur HZ en van de ermee geconjugeerde base Z^- constant wordt gehouden. Aan de evenwichtsvoorwaarde $K_z = [\text{H}^+] [\text{Z}^-] / [\text{HZ}]$ kun je zien dat dan de pH constant blijft.

In de context “verf” kom je het concept “evenwicht” tegen bij de vorming van een kleurstof zoals Berlijns blauw. Bestudering daarvan levert weer nieuwe inzichten zoals complexvorming die op microniveau kan worden omschreven als de omringing van een centraal deeltjes door een aantal omringende deeltjes.

Voor de verklaring op microniveau van andere “verfverschijnselen” zoals het (versneld) opdrogen ervan en het verkleuren (onder invloed van licht) zijn weer andere concepten nodig, zoals het botsende-deeltjesmodel en het radicaalreactiemechanisme.

Deze concepten kwam je al eerder tegen bij de verklaring van de reactiesnelheid onder verschillende omstandigheden respectievelijk bij de verklaring van het verloop van substitutie- en (poly)additiereacties.

Bij dit soort concepten stellen we (ion)stoffen op microniveau voor met atomen. Als die in een groepje bij elkaar zitten spreken we van moleculen; als ze door toevoeging of onttrekking elektronen geladen zijn, noemen we ze ionen.

Welk atoommodel je gebruikt hangt af van wat je er mee wilt verklaren of voorspellen. Zo volstaat bij de verklaring van de wet van massabehoud een model met massieve bolletjes. Maar bij de beschrijving van kernreacties op microniveau heb je een model nodig van atomen met een kern (waarin neutronen en positief geladen protonen) en daaromheen een wolk van negatieve elektronen.

In het atoommodel van Rutherford en Bohr bevinden de elektronen zich in verschillende discrete schillen (energieniveaus). De elektronen in de buitenste schil (hoogste energieniveau) worden valentie-elektronen genoemd.

Op grond van door Lewis geconstateerde regelmatigheden in het aantal valentie-elektronen in moleculen heeft Lewis de zogeheten oktetregel geformuleerd: in een Lewis(molecuul)formule is elke atoomrest omring door acht valentie-elektronen. Soms moeten daarbij formele ladingen aan de atoomresten toegekend worden. Als een Lewisstructuur aan de oktetregel voldoet mag je verwachten dat er een stof op macroniveau bij hoort. Radicalen hebben een ongepaard elektron in hun structuur

en dus zijn de ermee corresponderende radicaalstoffen erg reactief en niet isoleerbaar.

Wat je moet k nnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.

Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet k nnen.

- berekeningen uitvoeren met pH, pOH en K_w
- beschrijven wat buffersystemen zijn en aangeven hoe deze werken
- complexe ionstoffen op microniveau beschrijven in termen van centraal deeltje, liganden en omringingsgetal
- substitutie- en (poly)additiereacties beschrijven met een radicaalmechanisme
- atomen beschrijven met het atoommodel van Rutherford-Bohr
- Lewisstructuren tekenen

Leerdoelen module 12 VSEPR en mesomerie

Meer over (valentie)elektronen in moleculen en Lewisstructuren.

Op microniveau kan een verschil in elektronegativiteit verklaard worden met atoomrompen die niet even hard aan de bindende elektronen trekken. Het resultaat is een polaire (atoom)binding. De betreffende moleculen worden dan (polaire) dipoolmoleculen die elkaar niet alleen met vanderwaalskracht maar ook nog met elektrische kracht aantrekken.

Als het verschil in elektronegativiteit erg groot is worden de elektronen beschouwd als horend bij de atoomrest van het meest elektronegatieve element. Dan is er sprake van ionen die elkaar aantrekken met een sterke elektrische kracht. Op deze manier kan bijvoorbeeld het verschil in smelt- en kookpunt tussen moleculaire stoffen en zouten verklaard worden.

Elektronenparen in Lewisstructuren stoten elkaar af: VSEPR (valentie-schil-elektronen-paar-repulsie). Bij een vieromringing (zoals bij O in H_2O -, N in NH_3 - en C in CH_4 -moleculen) resulteert dat meestal in een tetraederstructuur. Bij een drieomringing (zoals bij C in C_2H_4 -moleculen) krijg je dan een vlakke driehoekige structuur en bij een tweeomringing (zoals bij C_2H_2 -moleculen) een lineaire structuur.

Met die structuren kun je verklaren en voorspellen dat sommige moleculen ondanks polaire atoombindingen in het molecuul toch geen dipoolmoleculen zijn: de zwaartepunten van de (partiële) positieve en negatieve ladingen vallen dan (zoals in CF_4 -moleculen) samen.

Van sommige stoffen (zoals benzeen) kun je (de) eigenschappen (bij benzeen het geringe additievermogen) niet (helemaal) verklaren als je ze voorstelt met één Lewisstructuur. Dat kan wel als je ze voorstelt met een combinatie van verschillende grensstructuren tegelijk. Deze wijze van voorstellen wordt mesomerie genoemd en is alleen mogelijk als er in de Lewisstructuur dubbele of drievoudige bindingen en/of vrije elektronenparen voorkomen. De lading daarvan wordt dan als het ware "uitgesmeerd".

Het is een kwantummechanisch "principe" dat lading die over een grotere ruimte verspreid is, voor een lagere energie-inhoud zorgt. Op grond daarvan kun je verwachten dat stoffen die kunnen worden voorgesteld met grensstructuren, stabiel zijn.

Met behulp van grensstructuren kunnen je reactiemechanismen construeren, bijvoorbeeld voor elektrofile aromatische substitutie (zoals bij benzeen) en voor 1,4-additie (zoals bij buta-1,3-dieen).

Met uitgesmeerde lading kun je ook verklaren dat sommige kunststoffen, die voorgesteld worden met moleculen waarin dubbele en enkelvoudige bindingen elkaar afwisselen, geleidend zijn.

Ook in een grafietkristalrooster is sprake van niet-bindende elektronen die het ladingstransport verzorgen, in dit geval in een atoomrooster van C-atomen. Analoog kun je voorspellingen doen over het geleidend vermogen van andere allotrope vormen van koolstof (zie BINAS-tabel 67E).

Wat je moet k nnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.

Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet k nnen.

- van een binding bepalen of het (zuivere) atoombinding, een polaire atoombinding of ionbinding betreft
- de sterkte van de binding tussen de samenstellende deeltjes van een stof / stoffen in verband brengen met faseovergangen en hechting aan een oppervlak: ionbinding; vanderwaalsbinding / molecuulbinding; waterstofbrug; dipool-dipool binding; metaalbinding
- de termen hydrofoob/hydrofiel in verband brengen met: vanderwaalsbinding, dipool-dipool binding en waterstofbruggen; polair en apolair
- met VSEPR de structuur van een complex ion of molecuul voorspellen
- uit de structuur van en de polariteit van atoombindingen afleiden of er wel of niet sprake is van een dipoolmolecuul
- grensstructuren tekenen
- reactiemechanismen construeren
- stofeigenschappen verklaren en voorspellen met grensstructuren
- eigenschappen van allotrope vormen van koolstof verklaren en voorspellen aan de hand van de kristalstructuur
- metaalrooster, ionrooster, molecuulrooster en atoomrooster onderscheiden

Leerdoelen module 13 Stereochemie

Louis Pasteur heeft in het midden van de negentiende eeuw (op macroniveau) bij wijnsteenzuur twee soorten kristallen opgemerkt die elkaars spiegelbeeld zijn en die, apart opgelost, de richting van gepolariseerd licht naar rechts respectievelijk links draaien. Eigenschappen als smeltpunt, kookpunt en dichtheid van deze twee zogeheten enantiomeren zijn precies hetzelfde. Als je niet let op optische activiteit merk je niet dat het om twee verschillende stoffen gaat.

Op microniveau kan dit verschijnsel verklaard worden met de aan het eind van de negentiende eeuw door Van 't Hoff ontworpen tetraedermodellen. Altijd als een C-atoom in een tetraedrische molecuulstructuur wordt omringd door vier verschillende atomen of atoomgroepen bestaan er van dat molecuul twee vormen die wel elkaars spiegelbeeld maar niet identiek zijn. Het betreffende C-atoom wordt asymmetrisch genoemd en aangeduid met C*. Er is ook sprake van spiegelbeeldisomerie bij andere asymmetrische centra: als (op microniveau) structuren géén inwendig spiegelvlak hebben, dan kun je op macroniveau optisch actieve enantiomeren verwachten.

Een enzym is meestal een eiwit waarvan slechts een enantiomeer als zodanig werkt. Deze stereospecifieke werking kun je op microniveau verklaren met een enzymstructuur die (vergelijkbaar met een rechterhand die niet past in een linker- maar wel in een rechterhandschoen) slechts in een van de (spiegelbeeld)structuren van de reagerende stof past.

Aan de hand van waarnemingen op macroniveau zoals de verandering van de optische activiteit van een reactiemengsel, van de reactiesnelheid en/of van de eventuele bijproducten kan voor een reactie een mechanisme op microniveau worden opgesteld. Dat leidt tot categorieën zoals één- en meerstaps-mechanismen, elektrofile, nucleofiele en radicaal mechanismen, substitie- en additie- en eliminatiemechanismen (zie BINAS-tabel 54).

Wat je moet kénnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.

Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet kúnnen.

- in een structuurformule een asymmetrische aanwijzen
- stereospecifieke werking van enzymen op microniveau verklaren
- reactiesnelheid in relatie tot concentratie, temperatuur en verdelingsgraad brengen met het botsende-deeltjesmodel
- werken met reactiemechanismen
- reactiemechanismen opstellen
- reactiemechanismen onderscheiden en benoemen
- snelheidsbepalende stap in een reactiemechanisme aanwijzen
- reactiesnelheid, (verandering van) optische activiteit en (het ontstaan van) bijproducten in verband brengen met een reactiemechanisme

Leerdoelen module 14 De laatste loodjes

In deze module worden met het oog op de voorbereiding op het eindexamen enkele onderwerpen uitgediept en vaktermen geïntroduceerd.

Bijvoorbeeld bij een conductometrische titratie kun je merken dat oplossingen met H^+ of OH^- in water een groot elektrisch geleidend vermogen hebben. Op microniveau kun je dat verklaren met Lewisstructuren die en H-bruggen. Ander oplosverschijnselen kun je verklaren met hydratatie(energie).

Chromatografie is een analyse- en scheidingstechniek die beschouwd kan worden als een combinatie van extractie (in de mobiele fase van de loopvloeistof of van het dragergas) en adsorptie (aan de stationaire fase van papier, dunne laag of poeder). In een gaschromatogram is het piekoppervlak een maat voor de hoeveelheid. Aan een gaschromatograaf wordt dikwijls een massaspectrometer gekoppeld. De piekhoogte in het massaspectrum is een maat voor de hoeveelheid.

In een elektriciteitscentrale worden stoffen met veel chemische energie omgezet in stoffen met minder chemische energie. Het verschil wordt in een ST(oom)E(n)G(as)-verbrandingseenheid omgezet in elektrische energie.

De stevigheid van keramische materialen kan op microniveau verklaard worden met een van de kristalstructuren ionrooster en atoomrooster.

Bij een evenwichtsreactie heeft de aanwezigheid van een katalysator geen invloed op de ligging van het evenwicht maar wel op de insteltijd ervan.

Wat je moet k nnen na deze module kun je terugvinden aan de hand van de trefwoorden aan het eind van elk practicum.

Hieronder staat een lijstje van dingen die je moet k nnen.

- (verschil in) geleidend vermogen van oplossingen op microniveau verklaren
- titratiegegevens interpreteren
- hydratatie op microniveau uitleggen
- (verschil in) oplosbaarheid op microniveau verklaren
- (gas)chromatogrammen interpreteren
- massaspectra interpreteren
- beschrijven hoe fossiele brandstoffen gebruikt worden bij energieproductie: aardgas, aardolie, steenkool; verbranding in een specifieke verbrandingseenheid; reactieproducten en vervuiling; stoomopwekking
- brandstoffen met elkaar vergelijken, voorstellen voor aanpassing(en) beoordelen en redeneren over aspecten van duurzaamheid die daarbij een rol spelen: verschil in hoeveelheid koolstofdioxide geproduceerd door biobrandstof en fossiele brandstof (koolstofkringloop); C/H-verhouding (relatie hoeveelheid CO_2 per joule); optredende emissies bij verbranding (CO_2 , NO_x , SO_2); omgevingsfactoren (brandstofaanvoer, brandstofopslag, koelwater)
- redeneren over aspecten van duurzaamheid die een rol spelen bij de omzetting van chemische energie in elektrische energie en omgekeerd en daarbij voorstellen voor aanpassingen beoordelen: elektrochemische cel / batterij / brandstofcel

- aan de hand van de kristalstructuur verklaringen geven voor en voorspellingen doen over de eigenschappen van keramische en andere materialen