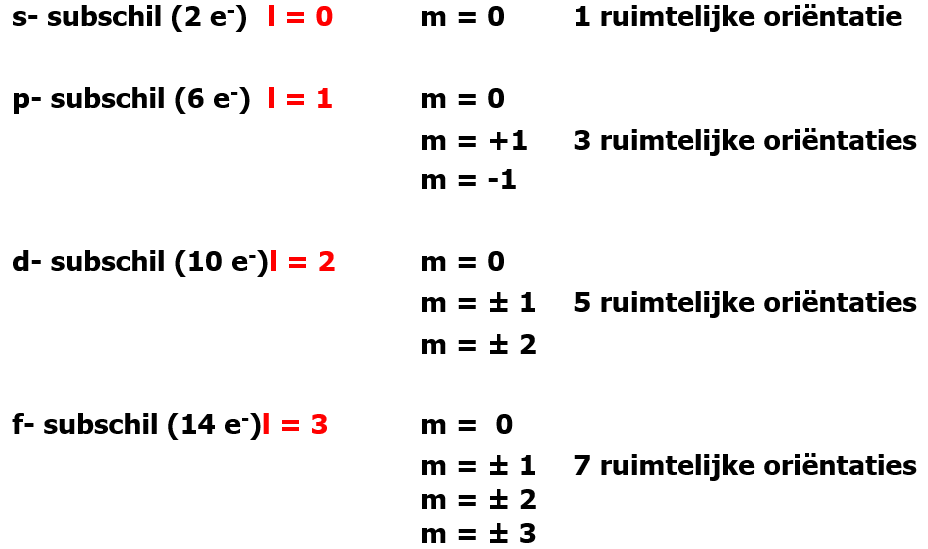
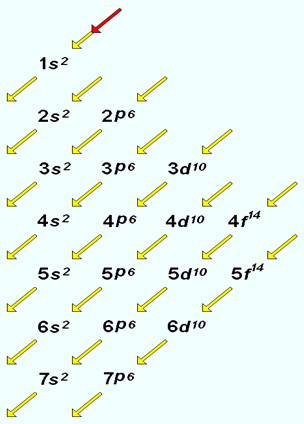
Chemie - H1 (inleiding & basisbegrippen)

* Chemie is een studie van...:
  + Samenstelling, structuur, eigenschappen van materie
  + Veranderingen in de materie (chemische reacties)
  + Energieoverdracht bij scheikundige reacties
* Materie
  + = Elke substantie die een aantal eigenschappen bezit, ongeacht van vorm of plaats
  + Hoofdkenmerk: het bezit van massa
  + Onvernietigbaar, wel omzetbaar (ene -> andere energievorm)
* Cohesie: aantrekkingskracht tussen moleculen van dezelfde soort
* Adhesie: aantrekkingskracht tussen moleculen van een verschillende soort
* Aggregatietoestanden
  + Worden bepaald door druk & temperatuur
    - Hogere temperatuur of lagere druk -> overgang naar toestand met minder samenhang
  + Vast
    - Sterke cohesiekrachten
    - Beperkte beweging van moleculen
    - Weinig samendrukbaar
    - Vaste vorm
    - Bepaalde vorm innemen
  + Vloeibaar
    - Verzwakte cohesiekrachten
    - Grotere bewegingstoestand
    - Geen vaste vorm
    - Nemen een bepaald volume in bij een bepaalde vorm
  + Gas
    - Grote kinetische energie
    - Cohesie/adhesie verwaarloosbaar
    - Proberen een groot volume in te nemen
* Fysische eigenschappen
  + Tijdelijk en omkeerbaar; de aard van de stof verandert niet
    - VB: kleur, hardheid, geleidbaarheid, massa, volume,...
  + Gas -> vloeibaar: condensatie
  + Vloeibaar -> gas: verdamping
  + Vloeibaar -> vast: stolling
  + Vast -> vloeibaar: smelting
  + Vast -> gas: subliminatie
  + Gas -> vast: desubliminatie/verrijping
* Chemische eigenschappen
  + Hebben te maken met hoe één vorm van materie zich omzet in een andere
  + De aard van de stof verandert wel
    - VB: ijzer + zuurstof 🡪 ijzerroest
* Moleculen
  + = De grens van de fysische deelbaarheid van de stof
  + Constant in beweging
  + Kinetische energie
  + Onderlinge aantrekkingskracht
  + Opgebouwd uit atomen
* Atomen
  + = Kleinste deeltje van een molecule dat niet verder deelbaar is met gewone chemische middelen, maar dat zelf nog samengesteld is uit kleinere deeltjes
  + Bolvormig voorgesteld
* Elementen
* Enkelvoudige stof
  + Bestaat uit moleculen van 1 element, VB: O2
* Samengestelde stof
  + Bestaat uit moleculen van 2+ elementen, VB: H2O
* Zuivere stof
  + Bevat slechts 1 soort moleculen of atomen
  + Onveranderlijke samenstelling
  + Vaste eigenschappen (kookpunt, oplosbaarheid,...)
* Verbinding
  + Een combinatie van atomen, VB: H & O 🡪 H2O
  + Bekomen door een chemische reactie
  + Constante samenstelling
  + Bij ontstaan: de eigenschappen van de bestandsdelen verdwijnen
  + Het ontstaan gaat meestal gepaard met vrijkomen/opnemen van energie
  + Chemische reacties verlopen volgens een vaste gewichtsverhouding
* Mengsel
  + 2+ zuivere stoffen vermend zonder chemische transformatie
  + Bekomen door samenvoeging in willekeurige, onbepaalde verhouding
  + De bestandsdelen behouden hun aard & eigenschappen
  + Kan weer gescheiden worden in de oorspronkelijke bestandsdelen
  + Het vormen gaat altijd gepaard met geringe warmte-effecten
  + Homogene mengsels
    - De componenten zijn niet visueel te onderscheiden
    - VB: suiker opgelost in water
  + Heterogene mengsels
    - 1+ componenten visueel onderscheidbaar
    - VB: olie in water

Chemie - H2 (inleiding tot de atoomtheorie)

* Atoomtheorie van Dalton: “Een atoom is een bolvormig, massief, ondeelbaar deeltje, karakteristiek voor elke atoomsoort”
  + Bezwaren
    - Atomen =/= de kleinste deeltjes
    - Dalton kent wel massa toe aan een atoom, maar geen elektrisch karakter
    - Alle atomen van hetzelfde element zijn niet identiek
* Geleider: de opgewekte elektriciteit verspreidt zich over het ganse oppervlak
* Halfgeleider
  + Structuur = isolator
  + Tot geleiding te krijgen door sporen van andere stoffen toe te voegen (“doteren”) (“extrinsieke halfgeleiders”)
* Niet-geleider: de opgewekte elektriciteit blijft opgehoopt waar ze werd opgewekt
* Identiteit van atomen
  + Kern is positief geladen (neutronen & protonen)
  + AtoomAZ
    - A = massagetal (som n° & p+)
    - Z = atoomgetal (aantal p+ & e-)
    - VB:
      * 6 p+ & e-, 12-6 = 6 n°
    - Atoom: Z = p+ = e-
    - Ion: Z = p+ =/= e-
* Isotopen
  + Zelfde atoomnummer/aantal p+, verschillend massagetal/aantal n°
* Atoommassa
  + Absolute atoommassa = werkelijke massa (moeilijk hanteerbaar)
  + Relatieve atoommassa (Ar)
* Atoommodel van Bohr
  + Binnen het atoom kunnen de e- zich slechts in bepaalde energietoestanden (energieniveaus/elektronenschillen) bevinden = hoofdkwantumgetal n

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | K | L | M | N | O | P | Q |
| n= | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |

* + Maximum aantal e- op elk niveau: 2n²
* Uitbreiding door De Broglie & Sommerfeld
  + Nevenkwantumgetal (trillingstoestand) (l)
  + Subschillen/subenergieniveaus = orbitalen
    - = De ruimten waarin een e- met een bepaalde waarschijnlijkheid aangetroffen kan worden
    - s, p, d, f (resp.: l = 0, 1, 2, 3)
    - Aantal e- per subschil: 2(2l + 1)
* Magnetisch kwantumgetal (ruimtelijke ordening) (ml)
  + 
* Spinkwantumgetal (rotatiezin) (ms)
  + e- draait rond zijn as
  + Magnetische velden van de e- met gelijke spin stoten elkaar af, met tegengestelde spin trekken elkaar aan
  + 2 waarden voor ms: +1/2 & -1/2 (🡩 & 🡫)
* Elektronenconfiguratie
  + Aufbau-principe
    - 
  + Pauli-principe
    - In eenzelfde atoom nooit 2 e- met 4 dezelfde kwantumgetallen
* Algemene trends in energievolgorde
  + Energie stijgt met hoofdkwantumgetal n
  + Binnen elk hoofdniveau: energie stijgt met nevenkwantumgetal l
  + Met stijgende n-waarde daalt het energieverschil tussen opeenvolgende hoofdniveaus
* Periodiek systeem
  + Verticale rijen: groepen (onderling verwante elementen)
  + Horizontale reeksen: perioden
  + Waterstof: andere eigenschappen dan groep Ia (gasvorm & lading -1)
  + Groep IA: alkalimetalen (n s1)
    - Zachte reactieve metalen
    - Reageren zeer hevig met water
    - Goed oplosbaar in water, kleurloos in oplossing
  + Groep IIA: aardalkalimetalen (n s2)
    - Minder reactief met water
    - Goede geleiders voor warmte & elektriciteit, metaalglans
    - Door toevoegen van Mg aan een legering verbetert de trekvastheid
  + Groep III: boorgroep (n s2 n p1)
  + Groep IV: koolstofgroep (n s2 n p2)
  + Groep VA: stikstofgroep (n s2 n p3)
  + Groep VIA: chalcogenen/zuurstofgroep (n s2 n p4)
  + Groep VIIA: halogenen (n s2 n p5)
  + Groep O: edelgassen (n s2 n p6)
    - Behalve He hebben de elementen 8 e- in hun buitenste schil (= octetstructuur = edelgasconfiguratie)
    - Vormen zeer moeilijk verbindingen met andere elementen
* Elektronenconfiguratie & scheikundige eigenschappen
  + Na opname/afgave van e- is de neutraliteit van het oorspronkelijk atoom verbroken 🡪 ontstane atoomafgeleiden = ionen
    - Positief (kationen): e- afgegeven
    - Negatief (anionen): e+ opgenomen
    - VB: Na-atoom: 1s2 2s2 2p6 3s1
      * Na geeft 1 e- af om de edelgasstructuur te bereiken
      * Na 🡪 Na+ + 1e-
      * Na-atoom met 11 e- & 11 p+ is omgezet in een natriumion met 10 e- & 11 p+ 🡪 dus: lading +1 (elektronenvalentie = +1)
    - Atomen die e- opnemen: elektronegatieve atomen (niet-metalen)
    - Atomen die e- afstaan: elektropositieve atomen (metalen)
  + Atoomstraal
    - In een groep neemt de atoomstraal toe met stijgend atoomnummer
  + Ionstraal
    - Voor positieve ionen: ionstraal neemt af met toenemende lading
    - Voor negatieve ionen: ionstraal neemt af met afnemende lading
  + Ionisatie-energie
    - = De energie die nodig is om 1 e- aan een atoom te onttrekken (eV)
    - Primaire ionisatie-energie: de energie om een eerste e- te verwijderen
    - Secundaire ionisatie-energie: de energie om een tweede e- te verwijderen
    - Tertiaire/quaternaire ionisatie-energie: de energie om een derde/vierde e- te verwijderen
    - Ionisatie-energie in een groep stijgt van links naar rechts (dus met stijgend atoomnummer)
    - Ionisatie-energie in een groep daalt met stijgend atoomnummer
      * Want: het buitenste e- bevindt zich op een schil die verder van de kern ligt 🡪 minder aantrekkingskracht van de kern op het e-
  + Elektronenaffiniteit
    - Geeft de (meestal) vrijkomende energie bij de opname van 1 vreemd e- door een atoom
      * VB: A + 1 e- 🡪 A- + E.A1
    - E.A. stijgt van onder->boven (want: afstand tot kern verkleint)
    - E.A. stijgt van links->rechts (want: kernlading stijgt)
    - Edelgassen: hebben de octetstructuur 🡪 bijna geen mogelijkheid om exta e- op te nemen 🡪 E.A. = +/- 0
  + Metaalkarakter
    - Neemt toe van rechts->links & van boven->onder
  + Elektronegatieve waarden (ENW)
    - = De maat van aantrekkingskracht uitgeoefend op een vreemd e-
    - Grotere ENW = sterkere neiging om e- naar zich toe te trekken = grotere kans om negatieve ionen te vormen
    - Kleinere ENW = gemakkelijker een e- afgeven = vorming positieve ionen
  + Oxidatietrap
    - = Het aantal e- dat een atoom kan opnemen/afgeven bij omzetting tot ionen
    - +/- = verwijdering/opname van e-
    - Bij gelijke atomen (VB: H-H & Cl-Cl): O.T. = 0
    - Regels
      * De som van alle O.T. is altijd = 0
        + VB: H2SO4: 2\*1 + 4\*(-2) + 6 = 0
      * De O.T. van H-atomen is altijd = +1
      * De O.T. van O-atomen is altijd = -2 behalve in peroxiden of bij verbindingen met fluor
    - VB: KmnO4
      * K staat in groep 1, dus: altijd = +1
      * Y = +7 = O.T. van Mn in KmnO4

Chemie - H3 (de chemische binding)

* Chemische binding = de kracht die de atomen in een molecule samen houdt
* Echte overdracht van elektronen
  + Atoom A geeft elektronen af, atoom B neemt ze op om tot de octetstructuur te komen 🡪 = ionbinding
  + Binding tussen een elektronegatief en -positief element
* Herschikking van valentie-elektronen
  + Beide atomen komen in de octetstructuur 🡪 = atoom-/covalente binding
  + Binding tussen 2 elektronegatieve elementen
* Combinatie van beide bindingen 🡪 = metaalbinding
  + Binding tussen 2 elektropositieve elementen
* Ionbinding
  + Wordt gevormd tussen atomen met lage ionisatie-energie (alkalimetalen) en atomen met grote ENW (halogenen)
  + VB: NaCl
    - Na geeft 1 elektron af
    - Cl neemt 1 elektron op
    - Chemische formule: Na+Cl-
  + Hoe > verschil in ENW, hoe > stabiliteit van de ionbinding
  + Hoe < de straal van het *negatief* monoatomisch ion, hoe stabieler de ionbinding
  + Hoe > de straal van het *positief* monotatomisch ion, hoe stabieler de ionbinding
  + Hard, niet plet-/rekbaar
  + Hoog smelt-/kookpunt
  + Goede geleiders voor elektrische stroom
* Atoom-/covalente binding
  + Normaal covalente atoombinding
    - Wordt gevormd door 2 ongepaarde elektronen, afkomstig van elk der 2 atomen die aan elkaar gebonden worden
    - VB: Cl2, H2O
    - Indien kleine molecuulmassa: gas
    - Hogere molecuulmassa’s: vloeistoffen of vaste stoffen
    - Geringe hardheid
    - Laag smeltpunt
    - Weinig oplosbaar in water
    - Niet geleidend voor elektrische stroom
    - Polariteit van atoombinding
      * Apolaire atoombinding (Δ ENW = 0)
        + Beide atomen identiek 🡪 resultaat: elektrisch-neutraal, symmetrische molecule
        + VB: een chloor-molecule
      * Polaire atombinding (Δ ENW > 0)
        + Atomen met verschillende ENW
        + Het bindend elektronenpaar wordt het sterkst aangetrokken door het meest elektronegatieve atoom
        + VB: ICl

ENW Cl (2.83) > I (2.21) 🡪 I (δ+) ----- Cl (δ-)

* + Semi-polaire covalente binding
    - 1 van de atomen (donor) stelt een doublet ter beschikking aan een ander atoom met grotere ENW (acceptor)
      * Dit doublet wordt door beide atomen gedeeld
    - VB: SO2
      * De eerste S - O binding: lukt prima
      * Maar: geen ongepaarde elektronen meer voor een covalente binding
      * Oplossing: klein beetje energie toevoegen zodat een elektron uit het pz-orbitaal van O kan verspringen naar zijn p-orbitaal

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 🡫/🡩 | /🡩 | /🡩 | + energie | 🡫/🡩 | 🡫/🡩 | / |

* + - * + Hierdoor bezit O een vrije valentieorbitaal waarin het een doublet kan opnemen

S stelt een elektronenpaar ter beschikking aan het rechtse O-atoom

* + Coördinatie-covalente binding
    - Vergelijkbaar met semi-polaire covalente binding, MAAR: de donor heeft de grootste ENW
    - Acceptor: meestal een proton of metaalion
    - VB: NH4+
      * Het N-atoom heeft nog 1 vrij elektronenpaar
      * De 3 bindingen H->N zijn covalent, de bijkomende 4e binding N->H is coördinatie-covalent met N (donor) en H (acceptor)
* Hybridisatie
  + Orbitalen van eenzelfde atoom kunnen elkaar zodanig beïnvloeden dat nieuwe orbitalen (hybride-atoomorbitalen) ontstaan
  + Grondtoestand van een atoom = 2 e- in de buitenste schil die een elektronenpaar vormen in de s-orbitaal
  + Dmv een ander elektrisch systeem (VB: een ander atoom) kan het s2-systeem omgezet worden in s1p1
  + Dus: een s-elektronenpaar heeft weinig kans gegroepeerd te blijven tijdens de vorming van een binding als een p-orbitaal van dezelfde schil onbezet is
  + Hybridisatie is enkel mogelijk met 1 of 2 ongepaarde e-
  + VB: Be (1 s2 2 s2)
    - Geen ongepaarde e-
    - BeF2 bestaat, dus: Be is niet in zijn grondtoestand
    - Toevoeging van energie aan Be:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 🡩/🡫 |  | / | / | / | + energie | 🡩 |  | 🡩 | / | / |

* Waterstofbrug
  + Het positieve & negatieve einde van 2 polaire moleculen trekken elkaar aan
  + Deze aantrekking komt tot stand wanneer een ongebonden elektronenpaar van een sterk elektronegatief atoom in de buurt komt van een proton
  + Deze zwakke binding = waterstofbrug
* Welke binding?
  + Hoe groter Δ ENW, hoe meer het gemeenschappelijk elektronenpaar naar het meest elektronegatief atoom verplaatst wordt 🡪 de binding kreegt een meer ionkarakter
  + Δ ENW < 1.1: overwegend atoombinding
  + Δ ENW > 1.7: overwegend ionbinding
  + 1.1 < Δ ENW < 1.7: overgangsvorm
* Metaalbinding
  + Mechanische eigenschappen van metalen hangen af van...
    - Structuurtype (bolstapeling)
    - Aanwezigheid van vreemde metalen & niet-metalen op/tussen de roosterpunten (legeringen)
    - Aanwezigheid van onzuiverheden
    - Afwijkingen tov het perfecte kristalrooster (=dislocaties)
    - Blinkend uitzicht (metaalglans)
    - Goede geleiders voor warmte & elektriciteit
      * Gesmolten metalen behouden hun glanzend oppervlak en zijn nog steeds goede geleiders
    - **Hoog smeltpunt, grote hardheid, grote dichtheir**
    - **Vormbaarheid: pletbaar, rekbaar, snijdbaar, plooibaar**
* Legeringen
  + **Een legering ontstaat door menging van 2+ enkelvoudige stoffen waarvan 1+ een metaal is**
  + Door de samenstelling te veranderen kunnen de eigenschappen beïnvloed worden
  + Beïnvloedbare eigenschappen:
    - Hardheid, smeltpunt, elektrische weerstand, gietbaarheid, **corrosiebestendigheid, magnetische eigenschappen**

Chemie - H4 (basiswetten van de chemie)

* Hoofdwetten van de chemische verbinding
  + Wet van Lavoisier/wet van behoud van massa
    - Bij een chemische reactie blijft, in een gesloten ruimte, de totale massa van de reagentia gelijk aan de totale massa van de reactieproducten
    - NOTE: een stof kan wel verdwijnen
      * VB: verbranding van een kaars 🡪 kaarswas verdwijnt en vormt nieuwe stoffen met de lucht
  + Wet van Proust/wet van de constante samenstelling
    - 2 stoffen met dezelfde eigenschappen hebben dezelfde samenstelling, ongeacht de oorsprong
    - VB: 7 gram Fe + 4 gram S 🡪 11 gram FeS
  + Wet van Dalton/wet van de eenvoudige verhoudingen
    - Als 2 elementen (A & B) 2+ verbindingen vormen, dan is de verhouding van de hoeveelheid A die zich met eenzelfde hoeveelheid B verbindt, een geheel getal
    - VB: N & O
      * verhouding 8/8 = 1 🡪 N2O (lachgas)
      * 16/8 = 2 🡪 N2O2 (2 NO)
      * 24/8 = 3 🡪 N2O3
* Gaswetten
  + Het gedrag van gassen wordt bepaald door...
    - Volume
      * Een gas neemt steeds het volume van de recipiënt in
    - Druk
      * Kracht per oppervlakte-eenheid
      * Atmosferische druk = druk uitgeoefend door het mengsel van gassen in de atmosfeer rond de aarde
    - Temperatuur
  + Wet van Boyle
    - Bij een constante temp. is het volume van een constante hoeveelheid gas omgekeerd evenredig met de druk
      * 1/2 = begin-/eindtoestand
    - VB: 80 kPa gas neemt 120 l in. Gas wordt samengeperst tot 120 kPa. Eindvolume = ?
  + Wet van Charles
    - Bij constante druk neemt het volume van een afgesloten hoeveelheid gas toe naarmate de temp. stijgt en neemt het volume af naarmate de temp. daalt
    - = constante 🡪
  + Wet van Gay-Lussac
    - De druk van een afgesloten hoeveelheid gas verandert recht evenredig met de temp.
    - = constante 🡪
  + Gecombineerde gaswet
    - = constante 🡪
    - VB: gas bij 80 kPa neemt 120 l in bij 47°C. Volume bij 0°C & 1 atm?
  + Algemene gaswet
    - P\*V = n\*R\*T
      * P = druk (1 atm = 101.3 kPa)
      * V = volume (in liter)
      * n = hoeveelheid gas (in mol)
      * R = de universele gasconstante
      * T = temp. (in K)

Chemie - H5 (kwantitatieve aspecten van de chemische reactie)

* Atoommassa (Ar) = gemiddelde absolute massa van 1 atoom / atoommassaeenheid (u)
* Molecuulmassa (Mr) = gemiddelde absolute massa van 1 molecule / a.m.e.
  + Quasi gelijk aan Ar
* Mol
  + = De eenheid van hoeveelheid stof
  + 1 mol is die hoeveelheid van een stof die evenveel deeltjes bevat als er atomen zijn in 12 gram (6.02\*1023)
* Molmassa
  + = De massa van 1 mol deeltjes
  + Uitgedrukt in gram
  + Een mol/molmassa van om het even welke stof bevat steeds eenzelfde aantal moleculen
* Molvolume
  + VB: H2
    - 1 mol H2 = (2\*1) g
    - 1 l H2 = 0.089 g
    - 🡪
  + Conclusie: 1 mol gas = 22.4 l;
* Concentraties van oplossingen
  + Fysische grootheden
    - Massaprocent (m/m %)
      * = Het aantal gram opgeloste stof op 100 gram oplossing
    - Volumeprocent (V/V %)
      * = Het aantal ml opgeloste stof in 100 ml oplossing
    - Massa-volumeprocent (m/V %)
      * = Het aantal gram opgeloste stof in 100 ml oplossing
  + Chemische eenheden
    - Molariteit (M) of Concentratie (mol/l)
      * = Het aantal mol opgeloste stof in 1 liter oplossing
      * VB: 17.55 g NaCl oplossen tot 250 ml met water. Concentratie = ?
        + Gegeven: Ar van Na = 23, van Cl = 35.5
        + Mr NaCl = 23+35.5 = 58.5
* Oefeningen:
  + 40 g NaOH + 40 g HCl 🡪 hoeveel gram NaCl wordt er gevormd? Welke stof reageert niet volledig weg & hoeveel gram blijft er van over?
    - 1 mol NaOH = 23+16+1 g = 40g
    - 1 mol HCl = 1+35.5 g = 36.5g
    - Overschot HCl = 1.1 mol - 1 mol = 0.1 mol
  + Welk gewicht & welk volume zuurstof wordt er verkregen door thermische ontbinding van 108.3 gram kwikoxide? (2 HgO 🡪 O2 + 2 Hg)

Chemie - H6 (thermochemie)

* Thermochemie = studie van de warmte vrijgesteld/opgenomen bij chemische/fysische processen
* Energie = mogelijkheid om arbeid te verrichten
  + Kinetische energie
    - = De energie van een bewegend lichaam
  + Potentiële energie
    - = De energie aanwezig in een lichaam in rust (= plaatsenergie)
  + Windenergie = omzetting stralingsenergie->mechanische energie
  + Getijdenenergie 🡪 wordt gewonnen uit het niveauverschil van zeeën bij eb en vloed
* Kracht = de oorzaak van de versnelling van een lichaam
  + 1 N = de kracht die nodig is om een lichaam met een massa van 1 kg een versnelling van 1 m/s² te geven
* Arbeid
  + 1 J = de arbeid nodig om het aangrijpingspunt van een kracht van 1 N over een afstand van 1 m te verplaatsen in de richting van de kracht
* Bij chemische reacties is er niet alleen een herschikking van atomen, maar ook de energie-inhoud (enthalpie) kan wijzigingen ondergaan
* Systeem = bestanddelen/mengsels waarin veranderingen optreden
* Omgeving = alles in de onmiddellijke nabijheid van het systeem
* Exotherme en endotherme reacties
  + Exotherm
    - Het systeem geeft energie af aan de omgeving
    - Reactie-energie = verschil energie-inhoud reactieproducten<->reagentia
    - A + B 🡪 C + D ± reactie-energie
    - Vaak: kleine hoeveelheid activeringsenergie (Ea) nodig om een exotherme reactie te starten
    - VB: CH4 + 2 O2 🡪 CO2 + 2 H2O + 890 kJ
      * Dwz: de omgeving krijgt +890 kJ warmte, het systeem verliest -890 kJ warmte
  + Endotherm
    - Het systeem neemt energie op uit de omgeving
    - VB: 2 HgO 🡪 2 Hg + O2 - 182 kJ
      * Dwz: de omgeving verliest -182 kJ wamte, het systeem krijgt +182 kJ warmte
* Enthalpie
  + Uitsisseling tussen energie wordt bekeken vanuit het standpunt van het systeem
  + In een endotherme reactie: Q (=warmte) > 0 want het systeem neemt warmte op
    - Dus: A + B + Q kJ 🡪 C
    - Dit wordt: A + B 🡪 C - Q kJ
  + In een exotherme reactie: Q < 0
    - Dus: A + B - Q kJ 🡪 C
    - Dit wordt: A + B 🡪 C + Q kJ
  + Bij constante druk: reactiewarmte = verandering van de enthalpie (warmte-inhoud)
    - Dus: Δ H = Heindproducten - Hbeginproducten & Δ H = Hreactieproducten - Hreagentia
    - Δ H = Qp
  + Enthalpie van een systeem is niet meet-/berekenbaar, enkel de verschillen zijn meetbaar
  + Wordt bepaald door temp., druk, samenstelling, aggregatietoestand
  + VB: H2 (g) + O2 (g) 🡪 H2O (vl) + 285.8 kJ
    - Exotherme reactie met enthalpieverandering Δ H = -285.8 kJ
  + Heind < Hbegin 🡪 Δ H < 0 🡪 exotherme reactie
  + Heind > Hbegin 🡪 Δ H > 0 🡪 endotherme reactie
  + Een chemische reactie kan beschouwd worden als een gesloten systeem: er kan wel energie maar geen massa uitgewisseld worden met de omgeving
* Soorten reactie-enthalpie
  + Neutralisatie-enthalpie
    - = De warmte die vrijkomt bij de reactie van 1 mol H+ (waterstof-ion, een zuur) en 1 mol OH- (hydroxide-ion, een base)
  + Vormingsenthalpie
    - = De hoeveelheid vrijgekomen warmte bij de vorming van 1 mol van een samengestelde stof uit de enkelvoudige stoffen van de samenstellende elementen
    - VB: H2 + ½ S8 + 2 O2 🡪 H2SO4 met Δ H = -814 kJ
  + Verbrandingsenthalpie
    - = De enthalpieverandering bij de volledige verbranding van 1 mol van een stof
* Bindingsenergie
  + = De energie die nodig is om de binding te doorbreken tussen 2 atomen in een diatomische molecule
  + Afhankelijk van...
    - Stijgt met het aantal bindingen tussen 2 atomen
    - Stijgt met het verschil in elektronegativiteit
    - Stijgt met dalende afmeting van elementen
  + Om een binding te doorbreken: energie nodig, dus: Δ H > 0
  + Bij het vormen van een binding komt energie vrij, dus: Δ H < 0

Chemie - H7 (verloop van chemische reacties)

* Reactiesnelheid
  + A + B 🡪 D
  + Reactiesnelheid = afname [A] & [B] per tijdseenheid
    - OF = toename [D] per tijdseenheid
  + v = = =
  + De reactiesnelheid daalt in functie van de tijd, door de daling van de concentractie van de reagerende stoffen
  + Botsingstheorie
    - Moleculen kunnen reageren als ze botsen
    - Kleiner volume = meer botsingen
    - Hogere temp. = hogere snelheid moleculen = meer botsingen
    - Maar: niet elke botsing is effectief
      * VB: H2 & O2 reageren niet met elkaar bij kamertemp., alhoewel ze voortdurend met elkaar botsen
    - Effectieve botsingen in een reagerend gasmengsel
      * Effectieve botsing = botsing met voldoende energie om een chemische binding te verbreken
      * Kinetische energie (EK) = mv²
      * Als de gemiddelde EK van de deeltjes te klein is voor een effectieve botsing: extra energie toevoegen om de reactie te starten 🡪 = activeringsenergie (EA)
      * Vereiste minimumenergie = gem. EK + EA
      * Voor een effectieve botsing moet er ook een gepaste oriëntatie zijn
  + Invloed van de verdelingsgraag op de reactiesnelheid
    - De contactoppervlakte vermeerdert bij toenemende verdeeldheid
    - Dus: hogere reactiesnelheid want meer botsingen tussen de reagentia
    - VB: ijzerdraad in een vlam oxideert heel langzaam, terwijl ijzerpoeder verbrandt met een vonkenregen
    - VB toepassing: mazout verstuiven voor verbranding
  + Invloed van de temperatuur
    - Voor een effectieve botsing moet de kinetische energie van de deeltjes hoog genoeg zijn
    - Door de verhoging van kinetische energie tot Emin (vereiste minimumenergie) zullen de deeltjes sneller bewegen zodat...
      * Er meer deeltjes zijn met EK > Emin
      * Er meer botsingskansen zijn door de grotere snelheid
    - VB: H2 + O2 🡪 bij 0°C: geen reactie; bij 800°C: reactie gaat door in minder dan 0,01s
    - VB toepassing: voedsel in de diepvries bewaren om verderf te vertragen
  + Invloed van de concentratie
    - Voor de reactie A + B 🡪 D + E:
      * + k = snelheids-/reactieconstante = de reactiesnelheid als de concentratie van de reagentia 1 mol/l is
        + Als [A] = [B] = 1 mol/l: v = k\*1\*1 = k
    - 2 A 🡪 D + E: v = k\*[A]²
    - Algemeen: aA + bB 🡪 dD + eE:
    - Besluit: hoe groter k, hoe sneller de reactie
  + Invloed van de katalysator
    - Katalysator = een stof die de reactie versnelt/vertraagt, maar na afloop van de reactie onveranderd & in dezelfde hoeveelheid in het reactiemengsel aanwezig is
    - VB: A + B --K--> AB
      * A vormt eerst met K de verbinding AK: A + K 🡪 AK
      * Vervolgens reageert AK met B: AK + B 🡪 AB + K
      * Vervolgens wordt K terug vrijgesteld in zijn oorspronkelijke vorm & hoeveelheid
* Chemisch evenwicht
  + Dynamisch evenwicht: VB: door condensatie gaan er evenveel moleculen per tijdseenheid in de vloeistof over als er moleculen verdampen
    - Symbool: ⬄
    - VB: H2 + I2 ⬄ 2 HI
  + Evenwichtsconstante
    - Chemische evenwichtsreactie = een reactie die, in een gesloten systeem, onvolledig & omkeerbaar is en leidt tot een toestand van constante concentratie van reagentia & reactieproducten
    - aA + bB cC + dD
      * Bij begin (A + B) mengen:
        + v1 = maximaal
        + v2 = 0
      * Geleidelijk worden C & D gevormd = reactie
      * cC + dD 🡪 aA + bB kan beginnen volgens:
      * v1 daalt 🡪 [A] & [B] dalen
      * v2 stijgt 🡪 [C] & [D] stijgen
      * Op een bepaald ogenblik: evenveel C & D gevormd als terug omgezet 🡪 er ontstaat een dynamisch evenwicht
        + v1 = v2
        + k1\*[A]a\*[B]b= k2\*[C]c\*[D]d

Grote K-waarde: evenwicht is meer rechts gelegen

Kleine K-waarde: evenwicht is meer links gelegen

* + Invloed van de temperatuur
    - Hogere temp. 🡪 evenwicht wordt verplaatst in de richting van de reactie waarin warmte wordt opgenomen
  + Invloed van de katalysator
    - Geen invloed
  + Invloed van de concentratie
    - Ke =
    - Als A en/of B stijgt 🡪 C & D stijgen ook
  + Invloed van de druk
    - Druk bevordert de kant met het minste aantal moleculen
      * VB: 2A + 3B ⬄ 2C + D
        + 2+3 ⬄ 2+1 moleculen 🡪 als de druk stijgt, stijgen C & D
    - Maar: Als er links & rechts evenveel moleculen zijn: geen invloed
      * VB: 3A + B ⬄ 4C
        + 3+1 ⬄ 4 moleculen 🡪 verandering druk heeft geen invloed
* Aflopende reacties
  + = Reacties waarbij een van de reagentia praktisch volledig verdwijnt
  + VB: stof D kan zich afscheiden in een andere aggregatietoestand dan die van het reactiemengsel, zoals:
    - Neerslaan: AgCl, BaSO4
      * AgNO3 + NaCl 🡪 AgCl + NaNO3
        + = neerslag
    - Als vluchtige verbinding ontwijken (=gasvorming)
      * Cu + H2SO4 🡪 CuSO4 + H2
        + = gas
    - Stof D kan direct na de vorming ontbinden:
      * H2CO3 🡪 H2O + CO2
        + Uitleg: H2CO3 is heel onstabiel en ontbindt vrijwel meteen weer in H2O + CO2
* Overzicht van de soorten reacties
  + Indeling volgens reagerende stoffen
    - Synthese-/samenstellingsreacties: A + B 🡪 AB
      * VB: Hg + S 🡪 HgS
      * VB: H2 + Cl2 🡪 2 HCl
      * Toepassing: oxidatie of verbranding (exotherme reacties)
    - Analyse-/ontledingsreacties: AB 🡪 A + B
      * VB: 2 HgO 🡪 2 Hg + O2
    - Substitutie-/vervangingsreacties: A + BC 🡪 AC + B
      * VB: H2SO4 + Zn 🡪 ZnSO4 + H2
  + Indeling volgens reactiemechanisme
    - Reacties tussen ionen
      * O.T. verandert **niet**
      * **Geen elektronen uitgewisseld**
    - Reacties met verandering van O.T. (oxidatie-reductie reacties)
      * Oxidatie
        + Elektronen afstaan
        + O.T. stijgt
      * Reductie
        + Elektronen opnemen
        + O.T. daalt
      * Oxidator
        + = Stof die elektronen opneemt en zelf wordt gereduceerd
      * Reductor
        + = Stof die elektronen afstaat en zelf wordt geoxideerd
* Redoxvermogen & plaats in het periodiek systeem
  + Metalen rechts van H = edele metalen
  + Metalen links van H = onedele metalen
  + Een meer onedel metaal kan een meer edel metaal verdringen uit zijn iontoestand, want; reducerend vermogen daalt bij stijgende U0
  + Hoe meer links 🡪 hoe gemakkelijker het metaal elektronen afstaat 🡪 hoe gemakkelijker het metaal positieve ionen vormt
  + Hoe verder van elkaar in de reeks 🡪 hoe groter het verschil in hun U0’s 🡪 hoe vlotter het verloop van de verdringing/redoxreactie
  + Als U01 > U02: U01 = oxidans, U02 = reductans
* Verdringingsreeks van metalen
  + Sommige metalen kunnen andere metalen uit hun zoutoplossing verdrijven
    - VB: zilvernitraatoplossing + loden plaatje 🡪 zilverneerslag ontstaat op het lood, in de oplossing onstaan loodionen
      * Dus: lood reduceert de zilverionen
      * Maar: omgekeerde reactie kan niet
      * Besluit: lood is een sterkere reductor dan zilver

Chemie - H8 (chemische functies)

* Sommige stoffen, bij verwarming of in oplossing gebracht, splitsen in/vormen geladen deeltjes (ionen)
* Elektrolyten
  + = Samengestelde stof die door smelten of oplossen in ionen gesplitst is en dan de elektrische stroom geleidt
  + VB: NaCl 🡪 Na+ + Cl-
  + Sterke elektrolyten
    - Deze zijn in de verdunde oplossing (bijna) volledig geïoniseerd of gedissocieerd
    - Sterke zuren & basen: **volledige** ionisatie/dissociatie
      * HCl: waterstofchloride/zoutzuur 🡪 H+ + Cl-
      * HNO3: waterstofnitraat/salpeterzuur 🡪 H+ + NO3-
      * H2SO4: diwaterstofsulfaat/zwavelzuur 🡪 2H+ + SO42-
      * H3PO4: triwaterstoffosfaat/fosforzuur 🡪 3H+ + PO43-
      * NaOH: natriumhydroxide
      * Ba(OH)2: barium(di)hydroxide
    - Zwakke zuren & basen: **gedeeltelijke** ionisatie/dissociatie
      * H2CO3: diwaterstofcarbonaat/koolzuur
      * CH3COOH: ethaanzuur/azijnzuur 🡪 CH3COO- + H+
      * NH4OH: amoniumhydroxide/amoniakoplossing (amoniak opgelost in water)
      * SO42-: SO4 zoekt in totaal 8e- maar kan er slechts 6 voorzien
  + Zwakke elektrolyten
    - Deze zijn in de verdunde oplossing weinig geïoniseerd of gedissocieerd
* Zuren
  + Arrhenius: zuren zijn samengestelde stoffen/verbindingen die in waterige oplossing door dissociatie H+-ionen (=protonen) vrijgeven
  + Eenwaardige (HCl), tweewaardige (H2SO4), driewaardige (H3PO4) zuren
  + Brönsted: zuur = een deeltje (molecule of ion) dat protonen afgeeft (=protonendonor)
    - De aanwezigheid van water als oplosmiddel is hier niet noodzakelijk
  + Binaire zuren
    - Gevormd uit 2 elementen (waterstof + niet-metaal)
    - VB: HCl (waterstofchloride), H2S (diwaterstofsulfide), H3P (triwaterstoffosfide)
  + Ternaire zuren
    - Gevormd uit 3 elementen (waterstof + niet-metaal + zuurstof)
    - VB: HNO3 (salpeterzuur), H2SO4 (zwavelzuur), H3PO4 (fosforzuur), H2CO3 (koolzuur)
* Basen
  + Arrhenius: basen zijn samengestelde stoffen/verbindingen die in waterige oplossing door dissociatie OH-1-ionen vrijgeven
    - VB: NaOH 🡪 Na+ + OH-
  + Brönsted: base = een deeltje dat protonen opneemt (=protonenacceptor)
  + VB: NaOH (natriumhydroxide), Fe(OH)2 (ijzerdihydroxide), Fe(OH)3 (ijzertrihydroxide)
* Oxiden
  + Alle elementen (behalve de edelgassen) kunnen, met zuurstof, binaire verbindingen vormen die men oxiden noemt
  + VB: Na2O (dinatriumoxide), SiO2 (siliciumdioxide), CO (koolstofmonoxide), CO2 (koolstofdioxide)
* Zouten
  + = Verbindingen die opgebouwd zijn uit een positief ion (metaal- of ammoniumion, geen waterstofion) en een negatief ion (geen hydroxilion)
  + In water ioniseren ze in een positief & negatief ion
  + VB: NaCl 🡪 Na+ + Cl-
  + VB: NH4Cl (ammoniumchloride), Ca(NO3)2 (calcium(di)nitraat), Na2SO4 ((di)natriumsulfaat)