

Samenvatting Scheikunde H1

Atoommodel van Dalton:

In het atoommodel van Dalton wordt een atoom voorgesteld als een bolvormig massief deeltje. Dalton formuleerde drie hoofdstellingen voor zijn atoomtheorie:

1. Alle materie is samengesteld uit kleine ondeelbare deeltjes, de atomen.
2. De atomen van een gegeven element bezitten elk hun unieke eigenschappen en eigen gewicht.
3. Er zijn twee soorten deeltjes: enkelvoudige stoffen (elementen) en samengestelde stoffen (moleculen).

Waarnemen in de scheikunde is op **macroschaal**. Macroschaal is alles dat je zien. **Microschaal** is de schaal van de atomen en de moleculen. Dit kunnen we dus niet zien. Het atoommodel van Dalton is een voorbeeld van iets op microschaal. Een deeltjesmodel blijft een model en perfecte modellen bestaan niet. Het atoommodel van Dalton is niet juist, omdat een atoom geen massief deeltje is, maar de elektronen er in een wolk omheen zitten.

Het periodiek systeem (BiNaS tabel 99):

In het periodiek systeem staan elementen met dezelfde chemische eigenschappen in een verticale rij onder elkaar. Deze rijen zijn genummerd van 1 t/m 18 en deze rijen worden **groepen** genoemd. De horizontale regels noemt men de **perioden**. Van perioden 6 en 7 zijn er stukken onder het periodiek systeem gezet, omdat het systeem anders te breed zou worden.

Groep 1: De alkalimetalen

Een voorbeeld van deze **alkalimetalen** zijn: Natrium (Na) en kalium (K). Groep 1 is de eerste verticale rij. Waterstof (H) valt niet onder de alkalimetalen, omdat het niet dezelfde chemische eigenschappen heeft als een alkalimetaal. De alkalimetalen zijn zeer onedel en daardoor zeer reactief.

Groep 2: Aardalkalimetalen

Voorbeelden van **aardalkalimetalen** zijn: Magnesium (Mg), calcium (Ca) en barium (Ba). Ook dit zijn zeer onedele metalen en dus zijn aardalkalimetalen ook vrij reactief.

Groep 3 t/m 12: De overgangsmetalen

Deze **overgangsmetalen** komen weinig voor op aarde. Alleen ijzer (Fe) is een veelvoorkomend en zeer stabiel element. Het belang van de overgangsmetalen is aan het toenemen.

Groep 17: De halogenen

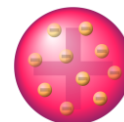
Voorbeelden van **halogenen** zijn: Fluor (F), Chloor (Cl), broom (Br) en jood (I). Halogenen reageren vrij makkelijk met veel metalen tot zouten. Een voorbeeld hiervan is Natriumchloride (NaCl). Fluor is het meest reactief.

Groep 18: De edelgassen

Edelgassen hebben weinig tot geen reactiviteit. Helium (He) en neon (Ne) gaan geen enkele verbinding aan met andere elementen.

De krentenbol van Thomson:

Volgens Thomson moest een elektron wel onderdeel zijn van een atoom, omdat als je een stuk metaal in vacuüm verhit er elektronen vrij komen. Een elektron is negatief geladen dus moest er volgens Thomson ook een positieve lading zijn. Volgens Thomson was deze positieve lading egaal verdeeld over het gehele atoom, waarbij de elektronen zover mogelijk van elkaar verwijderd zijn.



1																	18
1	2															3	4
H	He															Li	Be
1.008	4.003															6.941	9.012
		Overgangsmetalen														11	12
Na	Ne	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
22.99	20.18	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
22.99	20.18	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
39.10	40.08	44.96	47.87	50.94	52.00	54.94	55.85	58.93	58.69	63.55	65.39	69.72	72.61	74.92	78.96	79.90	83.80
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
85.47	87.62	88.91	91.22	92.91	95.94	97.91	101.1	102.9	106.4	107.9	112.4	114.8	118.7	121.8	127.6	126.9	131.3
55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72
Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb		
132.9	137.3	138.9	140.1	140.9	144.2	144.9	150.4	151.9	157.2	158.9	162.5	164.9	167.3	168.9	173.0		
87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102		
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		
(223.0)	(226.0)	(227.0)	232.0	231.0	238.0	237.0	244.0	243.0	247.0	247.0	251.0	252.0	257.0	258.0	259.0		
		Actiniden															
		Lanthaniden															

Het experiment van Rutherford:

Rutherford liet zijn studenten goudfolie beschieten met α -deeltjes (radioactieve deeltjes). Deze α -deeltjes werden verspreid toen ze uit het goudfolie kwamen. Hieruit concludeerde Rutherford dat de kern van een atoom geconcentreerd is een massief. Terwijl voor de rest een atoom zo goed als leeg is. In deze lege ruimte cirkelen elektronen om de kern heen.

Een atoom bestaat uit 3 soorten deeltjes, protonen, neutronen en elektronen.

Een proton heeft een positieve lading en weegt 1u. Een neutron heeft geen lading en weegt ook 1u. Een elektron heeft een negatieve lading en weegt 1:1800 u. Omdat een elektron zo licht is is het gewicht verwaarloosbaar bij een elektron.

- Het aantal protonen in een atoom wordt aangegeven met het **atoomnummer (Z)**.
- Het aantal neutronen in een atoom wordt aangegeven met N.
- Het **massagetal** = $N+Z$.
- Soms hebben atomen hetzelfde atoomnummer, maar een verschillend massagetal. Oftewel, ze hebben evenveel protonen, maar een verschillend aantal neutronen. Als het atoomnummer anders is als het massagetal is het een **isotoop**.
- Atoommassa wordt uitgedrukt in **atomaire massa eenheid (u)**. 1u is $1,66 \cdot 10^{-27}$

Isotopen:

Van koper komen in de natuur 2 isotopen voor. Zoals je in de afbeelding hiernaast ziet, heeft de ene isotoop twee neutronen meer in de kern dan de andere. In de notatie daaronder zie je hoe het verschil wordt weergegeven. Linksboven het symbool staat het massagetal en linksonder van het symbool staat het atoomnummer.

In BINAS tabel 25 kun je de exacte atoommassa van de

betreffende isotopen vinden. Als je goed kijkt in BINAS tabel 25,

dan kun je zien dat het linker isotoop 69,17% voorkomt in de natuur en het rechter isotoop 30,83%. Als eenheid gebruikt men weer de atomaire massa eenheid (u). Uit de gegevens van tabel 25 kun je de gemiddelde atoommassa van koper berekenen:

69,17% van 62,92960 = 43,485 u

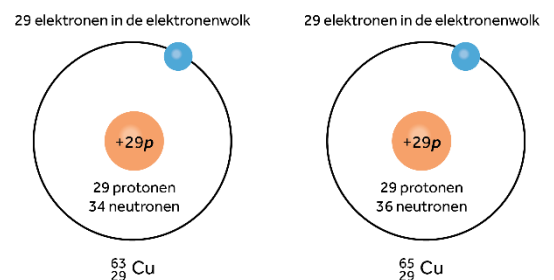
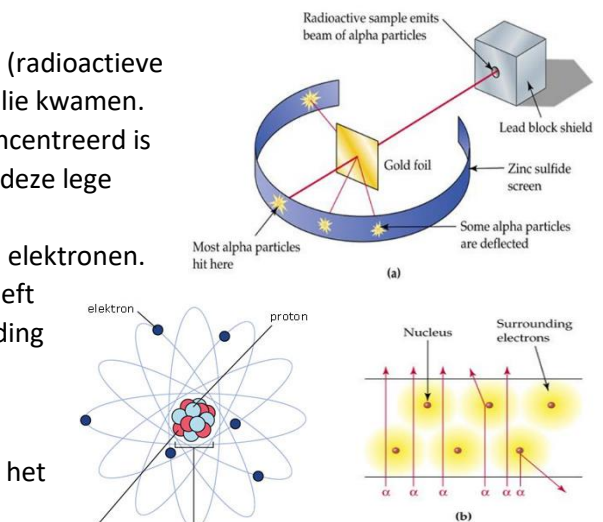
30,83% van 64,92779 = 20,063 u

Gemiddelde atoommassa = 63,55 u

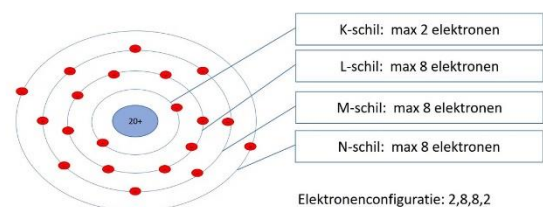
De gemiddelde atoommassa's vind je in BINAS tabel 99.

Het atoommodel van Niels Bohr:

Het "nieuwe" atoommodel: elektronen kunnen in cirkelvormige schillen om de kern bewegen. De banen waarin de elektronen om de kern heen bewegen noemen we schillen. De eerste schil noemen we K de tweede L etc. In de K schil zitten maximaal 2 elektronen en in alle andere schillen zitten maximaal 8 elektronen.



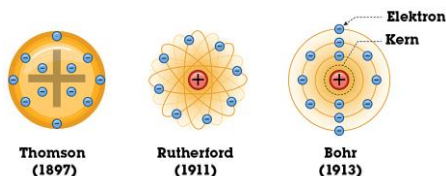
Elektronenconfiguratie



Voorbeeld: elektronenverdeling natriumatoom.

In de kern:	Elektronenverdeling:
11 protonen	K-schil: 2 elektronen
12 neutronen	L-schil: 8 elektronen
	M-schil: 1 elektron

Atoommodellen

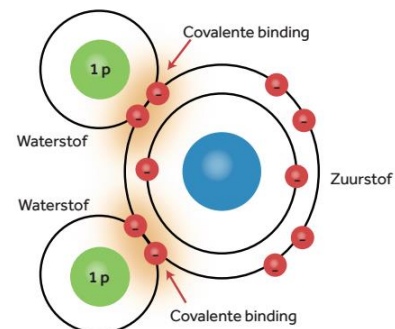


Atoombinding:

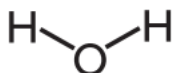
Alle atoomsoorten willen een volledig gevulde buitenste schil, zoals bijvoorbeeld bij helium, neon en argon. Deze buitenste schil noemen we **de valentie schil**. De elektronen die in deze schil zitten noemen we **de valentie elektronen**. Als een atoomsoort geen volle buitenste schil heeft, kan een atoom dit bereiken door elektronen te delen met een andere atoom. Dit noemen we **bindingen**. Het aantal bindingen dat een atoomsoort aangaat noemen we de **covalentie**.

Hoe teken je moleculen:

C = Lewis structuur.



A



B



C

Octetregel en VSEPR-theorie:

De **octetregel** stelt dat atomen op een zodanige manier proberen te combineren dat ze elk acht elektronen in hun valentieschil hebben. Als dit zo is hebben ze namelijk dezelfde **elektronenconfiguratie** als een edelgas, de zogenaamde **octetstructuur**. De octetregel is toepasbaar voor de elementen in groep 14 t/m 17. Meestal zijn het koolstof (C), stikstof (N), zuurstof (O) en de halogenen. Edelgassen zijn weinig reactief, doordat deze uit zichzelf al acht elektronen in de buitenste schil hebben. In een Lewis structuur zijn alle valentie-elektronen getekend en onderscheiden we bindende en niet bindende elektronenparen. Je kunt het aantal bindende en niet bindende elektronenparen van een molecuul berekenen met behulp van de octetregel. Voorbeeld:

Fosfortrichloride (PCl_3)

Stap 1: bereken het totaal aantal valentie-elektronen (VE):

- Een atoom fosfor (P) bezit 5 valentie-elektronen
- Drie atomen chloor (Cl) bezitten $3 \times 7 = 21$ valentie-elektronen
- Dus in het totaal $5 + 21$ valentie-elektronen

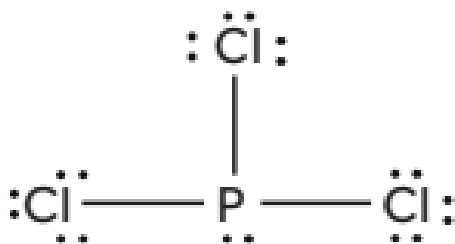
Stap 2: bereken het aantal elektronen dat nodig is volgens de octetregel:

- PCl_3 bevat in totaal vier atomen, dus $4 \times 8 = 32$ elektronen zijn er nodig

Stap 3: bereken het elektronentekort en daaruit het aantal gemeenschappelijke elektronenparen (GP)

- $32 - 26 = 6$ elektronen te kort
- Er moeten 6 elektronen gedeeld worden = 3 GP
- Blijven over $26 - 6 = 20$ eenzame elektronen = 10 eenzame elektronenparen (EP)

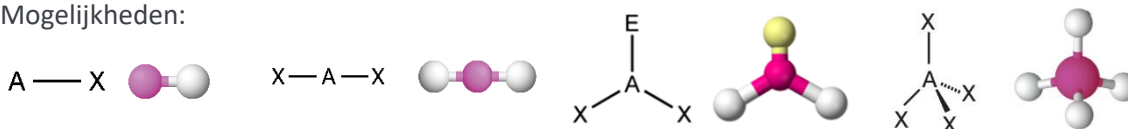
Dit leidt tot de volgende Lewis structuur: één GP in elke fosfor–chloor binding, op elk chlooratoom drie EP's en op het fosforatoom nog één EP:



De VSEPR-theorie:

De 'valentieschil elektronenpaar repulsie theorie', meestal afgekort tot *VSEPR-theorie*, verklaart de ruimtelijke structuur van covalente bindingen aan de hand van repulsieve Coulombkrachten tussen valentie-elektronen. De theorie gaat ervan uit dat de atomen in een molecuul zich rond één centraal atoom bevinden en wel zodanig dat hun onderlinge afstand zo groot mogelijk is. Verder wordt aangenomen dat dit ook geldt voor vrije elektronparen. Deze afstotingstheorie stelt dus dat een molecuul ernaar streeft de hoeken tussen twee elektronengebieden altijd zo groot mogelijk te maken. Dit is het gevolg van de wet van Coulomb, want de elektronengebieden zijn uit negatief geladen elektronen opgebouwd.

Mogelijkheden:



Stoffen indelen:

Er zijn grofweg drie soorten stoffen: Metalen, steenachtige stoffen en verkolende stoffen. De steenachtige stoffen worden ook wel de groep van de zouten genoemd.

Stoffen die afkomstig zijn van planten of dieren worden **organische stoffen** genoemd. De andere soort stoffen zijn de **anorganische stoffen**. Organische stoffen bevatten allemaal het element koolstof (C) en verkolen bij verhitting. De groep verkolende stoffen is eigenlijk de restgroep. Deze stoffen behoren niet tot de metalen en niet tot de zouten. Deze restgroep wordt vaak met de naam **moleculaire stoffen** aangeduid. Onder deze groep vallen alle niet-metalen en alle niet-zouten. Ook vrijwel alle stoffen die bij kamertemperatuur niet vast zijn, bijvoorbeeld water en alcohol. De moleculaire stoffen groep is de grootste groep.

Stroomgeleiding:

Elektrolyten zijn chemische verbindingen die in een oplossing of in gesmolten toestand de elektrische stroom geleiden. **Ionen** zijn atomen en/of moleculen met een elektrische lading (positief of negatief). Oplossingen van zouten in water geleiden stroom. En oplossingen van zuren doen dat ook. Deze stoffen noemen we elektrolyten.

Roosters en roostereigenschappen:

Een **kristalrooster** is een regelmatige rangschikking van deeltjes. Een **molecuulrooster** is een regelmatige rangschikking van moleculen. Het rooster wordt bijgehouden door **vanderwaalsbindingen**. Hoe groter de molecuulmassa, des te groter zijn de vanderwaalsbindingen. Bij het kookpunt worden deze bindingen verbroken.

2.2 Elektronegaviteit

Handig: BINAS-tabel 40

Elektronegaviteit is de maat voor de aantrekkingskracht van een atoomsoort op het gemeenschappelijke elektronenpaar. Dus hoe sterk trekt de atoomsoort (bijvoorbeeld water [H]) aan zijn elektronengebieden? Deze kracht ontstaat door de positieve kern van het atoomsoort de elektronen aantrekt. De elektronegaviteit wordt aangegeven met cijfers die tussen 0.8 en de 4.1 zijn. (Zie hiervoor tabel 40). Hoe groter het getal hoe groter de aantrekkingskracht. Het kookpunt van een stof geeft informatie over de intermoleculaire krachten (de krachten die tussen moleculen actief zijn). Dit hangt onder andere samen met de massa, hoe groter de massa hoe groter de vanderwaalsbindingen zijn.

2.3 De polaire atoombinding

Handig: BINAS-tabel 55

Wanneer twee atomen met een kracht kleiner dan 0.5 trekken aan de elektronen, ligt dit elektronenpaar in het midden van de twee atomen. Een binding waar dit het geval is wordt een apolaire binding genoemd, ook wel covalente atoombinding. Een binding tussen twee dezelfde atomen is zuiver covalent want het verschil in elektronegaviteit is 0.

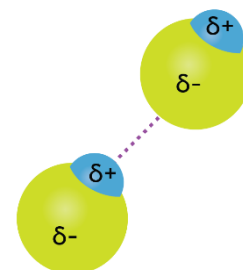
Bij een polaire binding is het verschil in elektronegaviteit tussen de 0,5 en 1,6. Als twee verschillende niet-metaalatomen een binding aangaan, zal het elektronenpaar zich lichtelijke bewegen naar het atoom met de grootste elektronegaviteit. Dit atoom zal een iets negatievere lading krijgen terwijl het andere atoom iets positiever wordt. We geven dit aan door δ^+ of δ^- (delta). Bij waterstofchloride heb je een positieve H en een negatief Cl. Doordat het Cl-atoom harder trekt aan de elektronen wordt de Cl een beetje negatief terwijl de H iets positiever wordt. Hierdoor valt het elektronenpaar niet meer perfect in het midden en ontstaan er twee polen, een positieve en een negatieve. Dit wordt ook wel een dipoolmolecuul genoemd ofwel dipool ($d_i = 2$).

Wanneer een metaal en een niet-metaal een binding aangaan, is het verschil in elektronegaviteit zó groot dat er geen sprake meer is van een ladingsverschuiving maar van een overdracht van lading. Bij een verschil groter van 1,6 ontstaat een **ion binding**. Metaalionen zijn positief geladen en niet-metaalionen negatief. Zoals bij het voorbeeld van Natriumchloride, het chlooratoom neemt door zijn veel grotere elektronegaviteit een elektron over. Hierdoor wordt Natrium een positief atoom, ook wel Na^+ en Cl^- .

Wanneer een molecuul uit meerdere atomen bestaat, komen er voorwaarden die voldaan moeten worden om het een dipoolmolecuul te laten zijn. Zo moeten de ladingscentra gescheiden zijn en moet het molecuul een elektronegaviteit tussen de 0,5 – 1,6 liggen.

Of een stof een dipool is of niet wordt aangegeven met het dipoolmoment, BINAS 55. Hoe groter het dipoolmoment des te sterker is de dipool. Stoffen die dipoolmoleculen bestaan noemen we **polaire** stoffen, geen dipool dan is het een **apolaire** stof.

Een polaire stof heeft een hoger smelt- en kookpunt omdat de plus pool de negatieve pool aantrekt en andersom.



2.4 De polaire atoombinding

Handig: Formule = $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

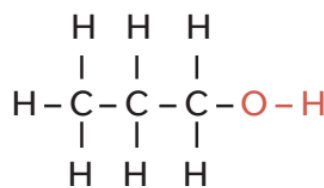
Koolwaterstoffen bestaan uit een aantal C en H atomen, te bepalen met de hierboven genoemde formule. De eerste tien moet je uit je hoofd kennen.

Formule	Naam	Nummer
CH ₄	Methaan	1
C ₂ H ₆	Ethaan	2
C ₃ H ₈	Propan	3
C ₄ H ₁₀	Butaan	4
C ₅ H ₁₂	Pentaan	5
C ₆ H ₁₄	Hexaan	6
C ₇ H ₁₆	Heptaan	7
C ₈ H ₁₈	Octaan	8
C ₉ H ₂₀	Nonaan	9
C ₁₀ H ₂₂	Decaan	10

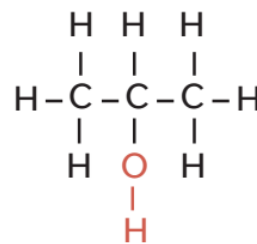
Deze alkanen hebben als ruimtelijk figuur een tetraëdrische vorm, dit wil zeggen dat alle bindingshoeken een hoek hebben van 109 graden. Maar meestal worden alkanen getekend als een structuurformule.

Aan een koolstofketen kunnen ook andere atomen dan alleen H'tjes en C'tjes komen, dan spreek je van een functionele groep.

Alcoholen, kenmerkend door de -OH groep, zoals methanol en ethanol. Als een koolstofketen meerdere C-atomen heeft, moet je aangeven aan welke C dit is gebonden. Zie hiernaast →



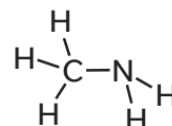
Propan-1-ol



Propan-2-ol

Alkaanamines, NH₂-groep.

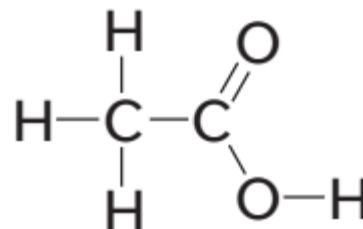
De Aldehydes en Ketonen, de C=O groep, dit betekent dus een dubbele verbinding met O. Dit gaat dus in de plaats van twee H-atomen. Je spreekt van een keton als de C=O groep binnen in de is gebonden. Als de C=O groep aan de buitenkant is gebonden Spreek je van een Aldehydes.



Alkaanamines

Alkaanzuren, krijgt de COOH-groep. Deze groep zit altijd aan de buitenkant van de reeks. Met een dubbel gebonden O-atoom.

Overzicht van alkaanformules met gebonden groepen:



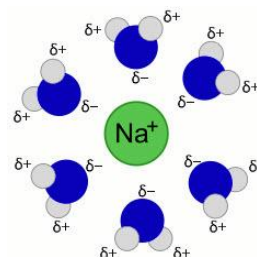
Alkaanzuur

Reeksnaam	Formule	Gebonden groep
Alkanen	C _n H _{2n+2}	
Alkanen (Alcoholen)	C _n H _{2n+1} OH	-OH
Alkaanamines	C _n H _{2n+1} NH ₂	-NH ₂
Alkanen (Aldehydes)	C _n H _{2n+1} CHO	-CHO
Alkanen (Ketonen)	C _n H _{2n+1} -COC _n H _{2n+1}	-C=O
Alkaanzuren	C _n H _{2n+1} COOH	-COOH

2.5 Mengen of niet?

Mengbaarheid wordt in de scheikunde aangegeven als twee stoffen kunnen mengen om een homogene oplossing (oplossing waarin alle deeltjes goed oplossen en niet neerslaan) te vormen.

Bij het oplossen van zouten worden de ionen gehydrateerd, ze worden omringt door watermoleculen. Hydratatie is een voorbeeld van een ion-dipoolbinding. Dit noteer je zonder stippellijn! Hiernaast, wordt natrium omringt door negatieve geladen zuurstofatomen. →



Stoffen die water in het kristalrooster ingebouwd hebben, noemen we Hydraten. Als zo'n kristal water opneemt spreken we ook over een soort hydratatie.

Hydrofiel en Hydrofoob

Hydrofiele stoffen zijn polair en mengen goed met water. Hydrofobe stoffen zijn apolair en mengen slecht met tot niet met water. Dit ligt aan de mogelijkheid van polaire stoffen om waterstofbruggen te maken, daarnaast is **water een polaire stof** en wordt het dus al aangetrokken door andere polaire stoffen.

Emulgatoren zijn stoffen die zorgen dat twee stoffen die normaal niet zouden mengen met elkaar gaan mengen, zoals olie en water. Dit komt doordat een emulgator een beetje olie bevat en een beetje water. Hierdoor voelen beide soorten stoffen zich aangetrokken.

Zeep wordt ook wel een oppervlak actieve stof genoemd omdat het de oppervlaktespanning verlaagt.

Hard water en zeep

De waterhardheid wordt aangegeven met de Duitse hardheid (DH). 1 DH staat ongeveer gelijk aan 7,14 mg aan calciumionen. Water met een hoge hardheid werkt de werking van zeep tegen en zorgt voor aanslag en ketelsteen bij het verwarmen ervan. Dit komt doordat er in hardwater veel kalk zit.

Theorie PowerPoint

Covalente binding (of Apolaire binding): 0 – 0.4 EN

Polaire binding: 0,4 – 1,6 EN

EN = elektronegativiteit

Verschil tussen binding en stof!

Zo kan een stof een polaire atoombinding hebben maar is het een polaire stof. Zoals bij CO₂.

Het is een apolaire stof als het centrum van + en – samenkomt op hetzelfde punt. Polaire stof is dus als het centrum niet overeenkomt.

Waterstofbruggen

Verbinding tussen een H-atoom en N-atoom / O-atoom / F-atoom, deze drie zijn sterk elektronegatief. Geef je aan met een stippellijn tussen de H en N/O/F-atoom.

Intramoleculaire krachten: Binnen de molecuul; Polair-, Apolaire-, Ion en Metaalbinding.

Intermoleculaire kracht: Tussen de moleculen; Vanderwaalsbinding, dipool-dipoolbinding en waterstofbruggen

Dipool-dipoolbinding: sterker dan vanderwaalsbinding doordat + en – lading elkaar aantrekken. Vind je bij dipolaire moleculen (moleculen waarbij de gemiddelde + en – lading niet samenvallen).

Covalente, apolaire atoombinding:

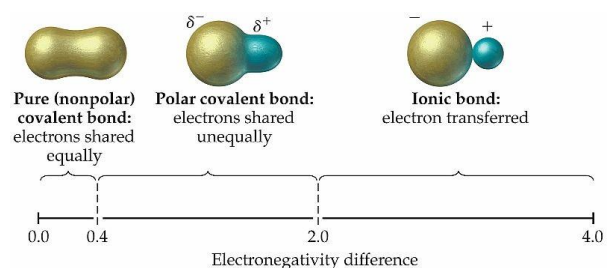
Verschil in EN max 0.4, Ongeveer gelijke gedeelde elektronenparen, geen ladingsverschil.

Covalente, polaire atoombinding:

EN tussen 0,4 en 1,6; Niet gelijke verdeelde elektronenparen, ladingsverschil ver molecuul. (Delta- en delta+). Dus klein beetje positief of negatief

Ionbinding

EN tussen 2 (of 1,6) en 6. Ontstaat wanneer er een positief geladen deeltje naast een negatief geladen deeltje zit. Dus Na+.



Metaalrooster

Elektronen kunnen zich vrij bewegen omdat ze geen vaste plek hebben in het metaalrooster. Ze kunnen dus gemakkelijke stroom geleiden.

Zeepmolecuul

Twee delen, kop en staart. Staart is hydrofiel (wateraantrekkend = Polair deel) en de kop is hydrofoob (waterafstotend | -foob → fobie = Apolair deel)

Hoe groter het apolaire deel is hoe makkelijker het oplost in apolaire stoffen

Hoe groter het polaire deel is hoe makkelijker het oplost in polaire stoffen.

3.2

Significantie: Afronden om onwaarheden te verminderen.

Keer en Delen: afronden op het kleinste aantal cijfers (3 en 30 wordt afronden op 1 decimaal)

Optellen en aftrekken: afronden op het kleinste aantal decimalen (0,3 en 30 wordt afronden op 1 decimaal)

NOTE: Afronden op 1 decimaal kan ook met 1×10^3

BINAS-tabel 8

$$2.7 \times 10^3 \text{ kg/m}^3 = 2,70 \times 10^3 \text{ 1000g/1.000.000} = 2,70 \text{ g/cm}^3$$

3.3

Binas tabel 25

Binas tabel 40

Binas tabel 99

Binas tabel 7

Relatieve atoommassa (A_r)

Getal van Avogadro = $1 / u = 6,02 \times 10^{23}$, dus 1 mol komt overeen met $6,02 \times 10^{23}$ deeltjes (atomen, moleculen of ionen)

De relatieve atoommassa is gelijk aan gram per mol.

Zo heeft water een gewicht van **1,008 gram** per mol en Lithium een gewicht van **6,94 gram** per mol.

Relatieve molecuulmassa	18,015
Massa 1 molecuul	18,015 u
Molair massa water	$M = 18,015 \text{ gram / mol}^{-1}$

1 H Waterstof 1,008	Atomisch Sym Naam Zwaarte
3 Li Lithium 6,94	4 Be Beryllium 9,012182
11 Na Natrium 22,989...	12 Mg Magnesium 24,305
19 K Kalium 39,0983	20 Ca Calcium 40,078

3.4

Standaard omstandigheden

Temperatuur (kelvin)	273K
P	P_0
V_m	$22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$

Algemene gaswet

$$\frac{P \times V}{n \times T}$$

P in pascal

V in m^3

n in deeltjes

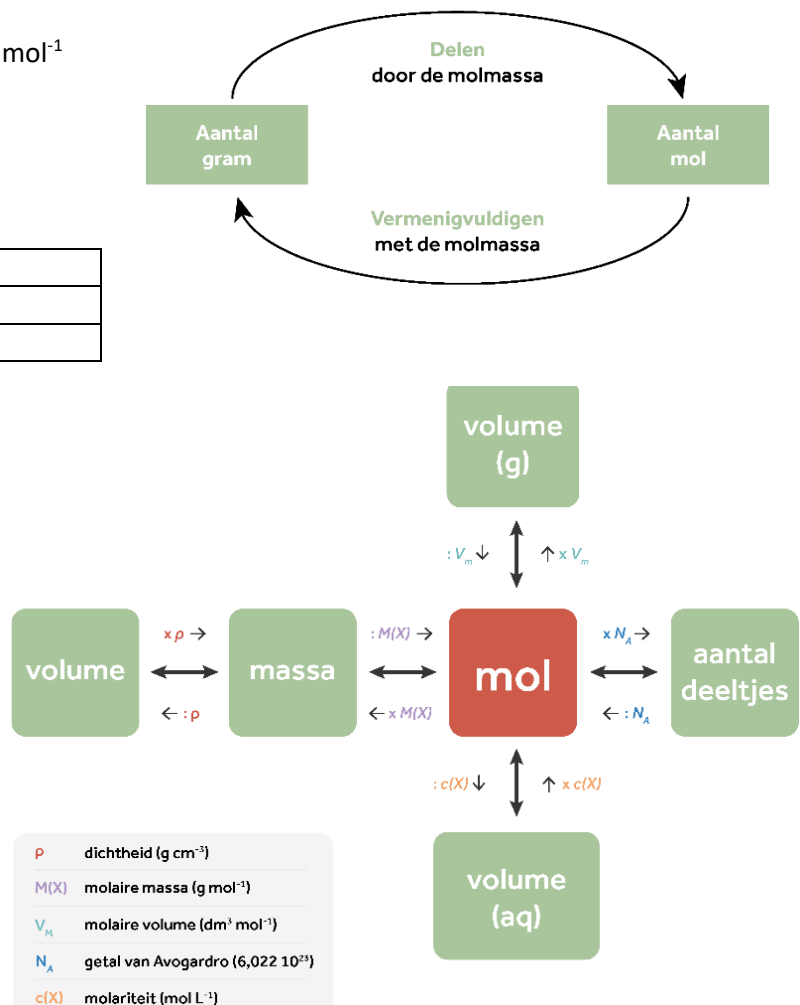
T in temperatuur (K)

R is de gasconstante (8,31) BINAS tabel

3.5

Wet van Proust > Wet van de constante samenstelling

Bij het rekenen met reacties heb je het van mol en terug schema nodig. →



Stappenplan:

1. Reactievergelijking opstellen
2. Kijk welke stof is gevraagd en welke stof is gegeven
3. Bepaal de mol verhouding
4. Bepaal de plaats in het schema en reken de hoeveelheid om naar mol
5. Pas de mol verhouding toe
6. Reken de stof om naar de juist gevraagde hoeveelheid
7. Controleer op significantie!

3.7

Mol / liter is gelijk aan **milimol / milliliter**

Molariteit aangegeven met een M staat voor het aantal mol per liter

Neerslagreacties; waardes meenemen, NaCl wordt bijvoorbeeld bedoeld Na^+ en Cl^- ;
Geeft $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$

Stappenplan:

1. Reactievergelijking opstellen (met lading)
2. Bepaal de molariteit verhouding (**2x** want twee verschillende stoffen)
3. Overmaat? (Ondermaat is maximaal)
4. Aantal ml gegeven keer molariteit doen (gevonden in stap 2)
5. Reken de stof om naar de juist gevraagde hoeveelheid
6. Controleer op significantie!

3.8

Tabel 97A;

Tabel 95;

MAC-waarde → Maximale Aanvaardbare Concentratie, dit getal geeft de maximale inname weer dat mag worden ingeademd per tijdsbestek, deze grenswaarden worden weergegeven met de TGG-8.

TGG-8 → Staat voor de tijd gewogen gemiddelde (waarden kunnen hoger en lager zijn dan het gemiddelde)

Over een tijdsbestek van 8 uur.

ADI de aanvaardbare Dagelijkse Inname, vaak weergegeven in milligrammen per kilogram lichaamsgewicht,

LD50 staat voor de hoeveelheid die tot de dood leidt van 50% van een gemeenschap, *Lethal dosis for 50% of subjects*.

Dit wordt weergegeven μg (10^{-6} gram) of mg per kg levend weefsel.

Enkele waarden:

- 1 procent = 10^{-2}
- 2 1 promille = 10^{-3}
- 3 1 ppm = 10^{-6}
- 4 1 ppb = 10^{-9}
- 5 1 ppt = 10^{-12}

{4.1} Wat is groene chemie?

Groene Chemie Module 4

De groene chemie houdt rekening met de uitgangspunten van een *duurzame ontwikkeling*, die aansluiten op de behoefte van het heden en ervoor zorgen dat toekomstige generaties kunnen ook hun behoeften kunnen vervullen. De natuurgrondstoffen raken op, hierdoor komt de ontwikkeling van nieuwe technologie in het geding. We moeten daarom zuiniger omgaan met grondstoffen.

De 12 principes van Groene Chemie

1) Preventie

Vorming van afval moet zoveel mogelijk worden voorkomen.

2) Atoomeconomie

Het eindproduct bevat zoveel mogelijk atomen van de in het proces gebruikte stoffen, dus een zo efficiënt mogelijk gebruik van grondstoffen.

3) Minder schadelijke productiemethoden

Ontwerp waar mogelijk productiemethoden die mens en milieu zo weinig mogelijk schaden

4) Ontwikkelen van minders schadelijke chemicaliën

Let er bij de ontwikkeling op dat producten zo min mogelijk schade doen aan mens en milieu

5) Veiliger oplosmiddelen

Vermijd tijdens de productie zo veel mogelijk het gebruik van oplosmiddelen

6) Energie-efficiënt ontwerpen

Verlaag de energie die nodig is om een reactie uit te voeren. Verlaag de druk.

7) Gebruik van hernieuwbare grondstoffen

Gebruik zoveel mogelijk hernieuwbare stoffen

8) Reactie in weinig stappen

Vermijd veel stappen in een reactie. Dit vermijdt het gebruik van te veel beginstoffen met elk hun eigen bijproducten, niet allemaal even gunstig.

9) Katalyse

Gekatalyseerde reacties zijn efficiënter dan niet gekatalyseerde reacties.

10) Ontwerpen met het oog op afbraak

Ontwerp chemische producten waaruit bij afbraak stoffen ontstaan die hergebruikt kunnen worden én niet giftig zijn voor mens en milieu

11) Tussentijdse analyse met het oog op preventie van milieuverontreiniging

Ontwerp en gebruik analysemethoden die ervoor zorgen dat milieuverontreinigende (bij)producten worden ontdekt zodra ze vrijkomen.

12) Minder risicovolle chemie

Kies stoffen bij een chemisch proces die het risico op chemische ongelukken voorkomen.

Samengevat zijn de **speerpunten** van Groene chemie dus

Groene chemie streeft naar processen die:

- Veiliger zijn
- Minder grondstoffen en energie gebruiken
- Minder vervuiling geven
- Soms kostenbesparender zijn

{4.2} Hoe groen is een proces?

BINAS 37H

Atoomeconomie

De atoomeconomie sluit aan op het 2^e doel van de Groene Chemie. De atoomeconomie beschrijft hoeveel massa van de reactanten voorkomt in het eindproduct na een chemische reactie.

Formule: Atoomeconomie = $M_{\text{product}} / M_{\text{beginstoffen}} \times 10^2 \%$

M staat hier voor de massa

M_{product}, Het product is alleen het gewenste product niet de bijproducten.

M_{beginstoffen}, Zijn alle beginstoffen

Voorbeeld:



Invullen geeft: Atoomeconomie $(8 \times 12,00 + 8 \times 1,008) / (92,13 + 28,010 + 2,016) \times 10^2 \% = 85,25\%$

Zoals je ziet moet je dus niet de H₂O meerekenen, anders kom je **altijd** uit op een atoomeconomie van 100%.

Rendement: theoretische en praktische opbrengst

Theoretische opbrengst: De massa die zou ontstaan volgens de kloppende reactievergelijking.

Praktische opbrengst: De massa die werkelijk ontstaat bij het produceren van het product.

Formule: Rendement = $\text{praktische opbrengst} / \text{theoretische opbrengst} \times 10^2 \%$

E-factor en bijproducten

De E-factor draagt bij aan de ontwikkeling van schonere, meer duurzame processen. Een hogere E-factor betekent meer afval en bijgevolg een grotere negatieve impact heeft op het milieu. In een perfecte situatie is de E-factor gelijk aan 0.

Formule: $E = M_{\text{beginstoffen}} - M_{\text{werkelijke opbrengst product}} / M_{\text{werkelijke opbrengst per product}}$

Voorbeeld.

200 gram is er aan beginstoffen

50 gram is de werkelijke opbrengst

Invullen geeft;

$$E = 200 - 50 / 50 = 3$$

Oftewel dit is geen duurzaam product.

Vervuilingcoëfficiënt Q

De mate waarin een stof vervuילend is, dit is arbitrair (willekeurig) gekozen. Je kunt ze dus niet opzoeken.

Voorbeeld met enkele stoffen en hun Q-factor.

Stof	Q-factor
Water	0
Niet schadelijke zouten zoals NaCl	1
Giftige producten	100 ... 1000

{4.3} Kan het wat sneller?

Groene Chemie Module 4

Factoren die invloed hebben op de reactiesnelheid zijn:

- Soort stof
- Verdelingsgraad
- Temperatuur
- Concentratie
- Aanwezigheid van een katalysator

De reactiesnelheid heeft als een **eenheid**: $\text{Mol L}^{-1} \text{S}^{-1}$ (het aantal mol per liter per seconde)

Botsendedeeltjesmodel

Een reactie kan pas optreden als de moleculen of atomen van de beginstoffen in aanraking komen met elkaar. Niet elke botsing leidt tot een reactie. Alleen botsingen die krachtig genoeg zijn zorgen van een hergroepering van de atomen en moleculen van de beginstoffen.

Reactiesnelheid op microniveau

- **De reactiesnelheid** hangt af van het aantal *effectieve* botsingen dat per seconde tussen deeltjes kan plaatsvinden.
- **Het aantal effectieve botsingen** hangt af van de concentratie, verdelingsgraad en de temperatuur.
- Naast de kans op een botsing is ook de effectiviteit van een botsing belangrijk voor de snelheid.
- Bij een **hogere temperatuur** zullen de deeltjes sneller bewegen, hierdoor botsen ze vaker, maar wordt de kracht achter de botsingen ook groter.

{4.4} Energie en reacties?

BINAS 56 & 57

De reactiesnelheid is niet altijd te verklaren doormiddel van het aantal botsende deeltjes, en het botsende deeltjes model. Bij een reactie van een metaal met een (verdund) zuur is de reactiesnelheid afhankelijk van de *edelheid* van het metaal. Hoe edeler, des te minder de chemische reactiviteit.

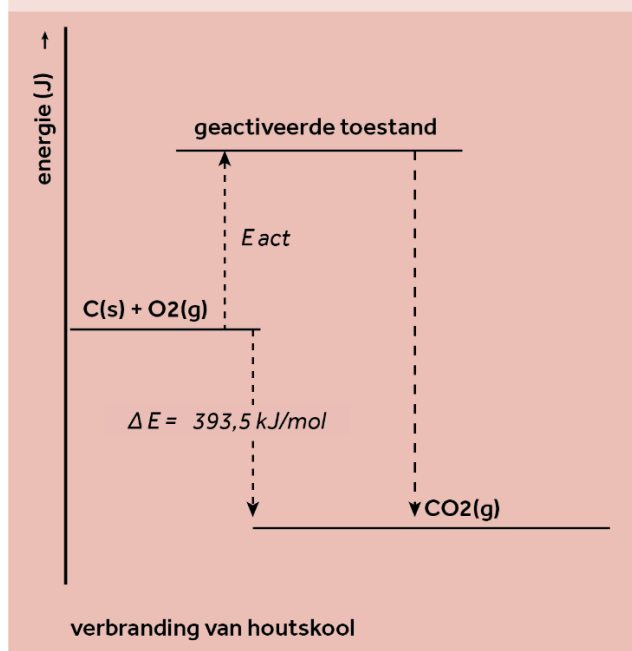
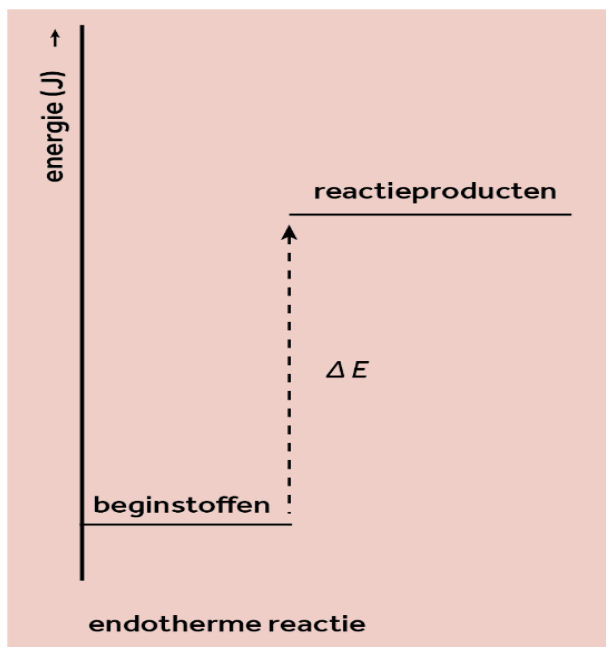
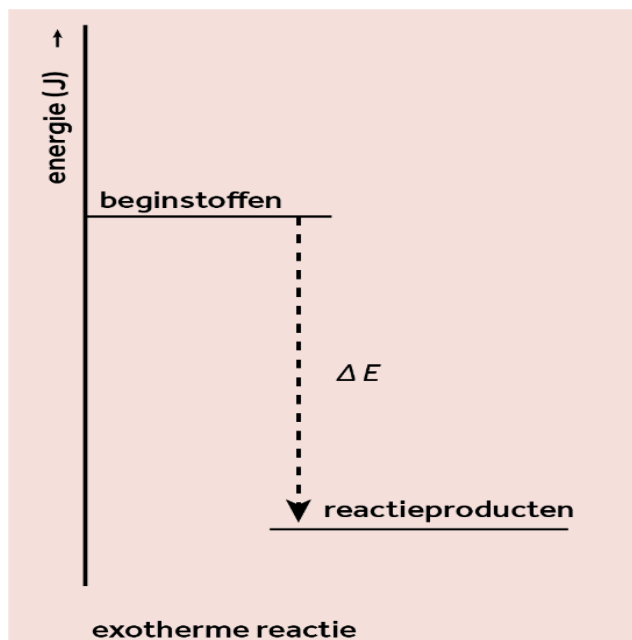
Edele metalen	Roesten niet en reageren niet of nauwelijks met andere stoffen.	Au, Pt en Ag
Halfedele metalen	Roesten niet en reageren alleen met een oxiderend zuur als salpeterzuur.	Cu en Hg
Onedele metalen	Roesten langzaam en reageren met sterke zuren als zoutzuur/zwavelzuur.	Alle overige metalen, bv Fe
Zeer onedele metalen	Roesten (zeer) snel en reageren (soms heftig) met water.	Li, Na, K, Mg, Ca, Ba en Al

Energie-effecten tijdens een reactie

Er is energie nodig om een reactie te laten gebeuren, deze energie wordt gebruikt om de bindingen in de beginstoffen te verbreken, daarom noemen we deze energie ook wel de *activeringsenergie*. Deze activeringsenergie is per stof en reactie verschillend, het hangt dus af van de stof. De minimale temperatuur om tot een reactie over te gaan noemen we ook wel de *ontbrandingstemperatuur*. Als de reactie eenmaal opgang is zorgt de reactie er zelf voor dat de ontbrandingstemperatuur wordt gehandhaafd. Ook wel de *reactie energie* of de *verbrandingsenergie*.

Energiediagrammen

We kunnen de energie-effecten omzetten in een zogenaamd *energiediagram*. De geactiveerde toestand is de toestand waarin het meeste energie zit. De beginstoffen moeten over deze berg heen voordat ze kunnen veranderen.



Voorbeelden Energiediagrammen

De invloed van een katalysator

Bij sommige reacties is het mogelijk om de activeringsenergie te verlagen door het gebruik van een katalysator. Hierdoor hoeft je minder energie in de reactie te stoppen om het op gang te krijgen. Dit doet het door bijvoorbeeld de bindingen tussen de atomen (of moleculen) te verzwakken of reageert met de beginstoffen om later terug gevormd te worden, we spreken dan van een *reactiemechanisme*.

{4.5} Energiebalans bij reacties

BINAS 57A

(!) GEBRUIK NOOIT DE GEGEVENS UIT BINAS TABEL 58 (!)

De Wet van Hess: Bij een chemische reactie verdwijnen de beginstoffen en ontstaan er andere stoffen, die een andere energie-inhoud hebben. Deze energie-inhoud wordt weergegeven in de vormingswarmte.

Wat is vormingswarmte?

Vormingswarmte: De vormingswarmte (E) is de hoeveelheid energie (in Joule) die nodig is voor het vormen van één mol van een verbinding uit de elementen in hun meest stabiele (energiearme) vorm.

Als er vormingswarmte vrijkomt bij de vorming van elementen, dan is de vormingswarmte **negatief**.

Exotherme reactie (-)

Als er energie uit de omgeving wordt getrokken om elementen te vormen is het vormingswarmte **positief**.

Endotherme reactie (+)

Rekenen met de wet van Hess?

Met de Wet van Hess kunnen we doormiddel van de vormingswarmte het energie-effect van een chemische reactie berekenen, waarbij de *wet van energiebehoud* geldt.

Exotherme reactie: Als de totale energie-inhoud van de beginstoffen groter is dan de totale energie-inhoud van de producten die worden gevormd, komt er warmte vrij. Een exotherme reactie.

Endotherme reactie: Als de totale energie-inhoud van de product stoffen groter is dan de totale energie-inhoud van de beginstoffen, is er energie nodig om de reactie op gang te krijgen. Een endotherme reactie.

Stappenplan

- 1) Reactievergelijking opstellen
- 2) Vormingswarmte opzoeken (**let op**, alleen beginstoffen die je nodig hebt)
- 3) Verwissel de min en plus
- 4) Optellen
- 5) Vermenigvuldigen

{4.6} Niet altijd wordt alles omgezet

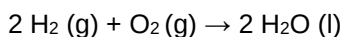
Groene Chemie Module 4

Aflopende en omkeerbare reacties V

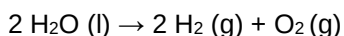
De fotosynthesereactie en het verbranden glucose zijn beide voorbeelden van *omkeerbare reacties* en zijn aflopend naar rechts (de rechter kant van de pijl) $\rightarrow$. De omstandigheden waarbij deze reacties plaatsvinden zijn totaal verschillend. Alleen doormiddel van enzymen zijn deze reacties mogelijk in ons lichaam, omdat voor beide reacties het menselijk lichaam niet de goede situatie kan maken.

Evenwichtsreactie V

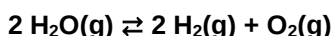
De reactie van glucose kan niet gelijktijdig plaatsvinden, de ontleding van water kan dit wel. Wat wordt gevormd door een reactie tussen waterstof en zuurstof. Deze reactie is exotherm, er komt hierbij energievrij.



Om water weer te ontleden gebruik je elektrolyse



Water kan je ook ontleden doormiddel van thermolyse, bij een temperatuur van 1500 graden Celsius gaan beide reacties lopen. Hierdoor krijg je een dubbele reactie, die tegelijkertijd beide richtingen opwerkt.



Als in een reactie een 'dubbele' pijl staat spreken we van een *evenwichtsreactie*. Bij de bovenstaande reactie is er sprake van een *homogeen* evenwicht. Alle stoffen bevinden zich namelijk in dezelfde fase; de gasfase. Bij een hogere temperatuur zal de endotherme reactie sneller verlopen.

Samenvatting

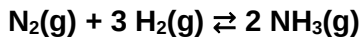
- 'Gewone' reacties zijn aflopend naar rechts.
- Sommige reacties zijn omkeerbaar: de beginstoffen kunnen worden weer terug gevormd.
- Als beide omkeerbare reacties tegelijkertijd plaatsvinden, is er sprake van een evenwichtsreactie.
- Bij een homogene reactie bevinden alle stoffen zich in dezelfde fase.
- Bij een heterogene reactie bevinden de stoffen zich in verschillende fasen.
- Bij een evenwichtsreactie is de endotherme reactie in het voordeel naarmate de temperatuur wordt opgevoerd.

{4.7} Productie van ammoniak

Groene Chemie Module 4

Het Haber-Bosch proces

De reactie van stikstof en waterstof is exotherm, maar verloopt niet bij kamertemperatuur. De reactiesnelheid is dan 'nul'. Bij het Haber-Bosch proces wordt door een grotere druk de reactie gestart. Ammoniak vormt zich dan bij een hoge druk van 200 bar en deze druk te verhitten tot 450 graden. Hierdoor ontstaat er een evenwicht.



Het evenwicht wordt gevormd doordat de druk en de temperatuur elkaar in evenwicht houden. Waardoor beide reacties even snel verlopen.

Het instellen van een evenwicht

In het begin zal een omkeerbare reactie eerst naar rechts werken voordat het van links terugloopt, want eerst moeten de product stoffen gevormd worden. Als er langzaam ammoniak wordt gevormd zal ook de reactie naar links gaan lopen, steeds sneller doordat er meer wordt gemaakt, terwijl de reactie naar rechts zal afnemen. Uiteindelijk komen deze twee reacties samen vaak in het midden van beide, het evenwicht is dan bereikt.

Diagram Tijd / Reactiesnelheid

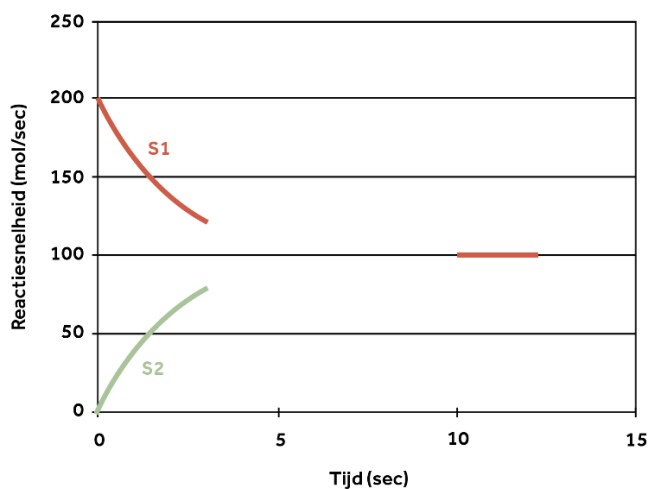
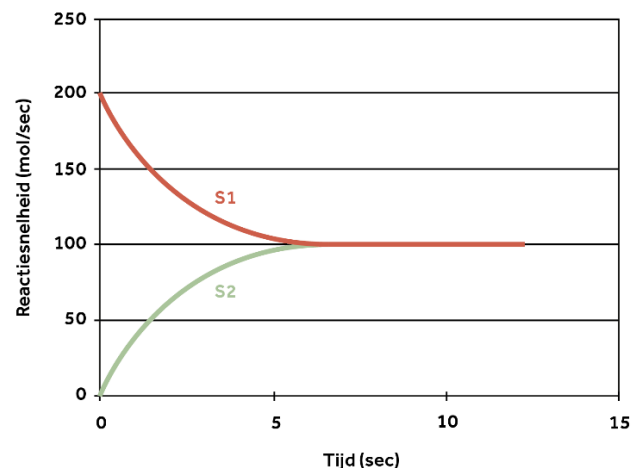
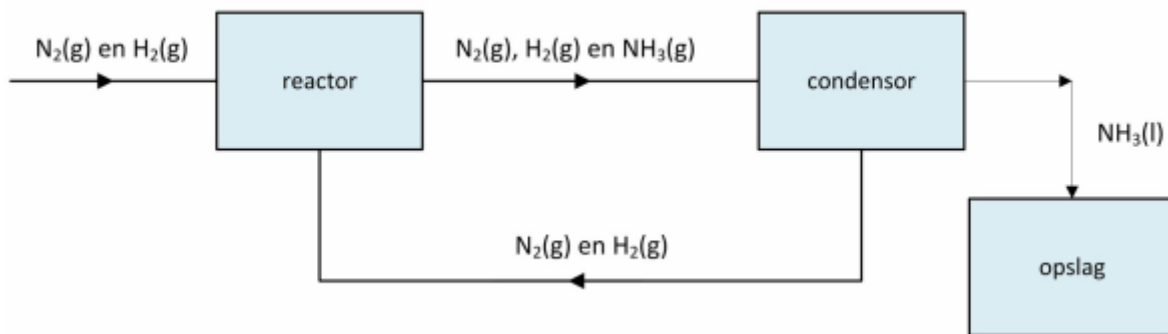


Diagram Tijd / Reactiesnelheid



Als er een evenwicht is bereikt noemen we dit evenwicht ook wel een *dynamisch evenwicht*. De tijd totdat dit evenwicht is bereikt noemen we de *insteltijd*. Na het bereiken van een evenwichtstoestand blijven de concentraties constant.



Blok-schema voor de productie van ammoniak

Doordat in de bovenstaande reactie de ammoniak wordt onttrokken om te worden opgeslagen wordt ook meteen voorkomen dat de reactie naar links gaat lopen. Dus deze reactie is eigenlijk rechts aflopend $\rightarrow$. De stik- en waterstof dat niet reageert en zich vormt tot een ammoniak molecuul wordt teruggevoerd naar de reactor waar het een zogenaamde 'tweede kans' krijgt om toch ammoniak te worden.

Verdelingsevenwichten

Bij homogene evenwichten zijn de reageren stoffen in dezelfde fase. Dit is zo voor gasevenwichten en evenwichten in oplossingen. Bij heterogene evenwichten bevinden de reagerende stoffen zich in verschillende fasen. Bij een *verdelingsevenwicht* verdeelt een stof zich over twee vloeistofflagen. Het evenwicht ontstaat dan ter hoogte van het grensvlak van de twee vloeistoffen. Bekend voorbeeld hiervan is water en wasbenzine.

Samenvatting

- Bij een chemisch evenwicht is de reactiesnelheid tussen de twee reacties gelijk. De reactie verloopt even snel naar rechts als hij naar links loopt. Ofwel snelheid van rechts = links.
- Bij een chemisch evenwicht zijn de concentraties van de stoffen niet constant.
- Bij een homogeen evenwicht vindt de reactie in dezelfde fase plaats.
- Bij een heterogeen evenwicht zijn de stoffen in meerdere fasen aanwezig.
- Bij een verdelingsevenwicht verdeelt een stof zich over twee vloeistofflagen.
- De ligging van een evenwicht hangt alleen af van de temperatuur. Toevoeren van energie is in het **voordeel** van de endotherme reactie.
- Een evenwicht kan aflopend gemaakt worden door een stof voor of na de pijl te onttrekken aan het evenwicht.
- Een chemisch productieproces kun je weergeven in een blokschema.