

Samenvatting Scheikunde h1,2,3



Samenvatting door Anne

1568 woorden

4 jaar geleden

★ 7,2

38 keer beoordeeld

Vak

Scheikunde

Methode

Nova

Samenvatting scheikunde hoofdstuk 1 en 2

H1 §1

Om eigenschappen te kunnen bepalen en verklaren worden modellen gebruikt. Een model is een vereenvoudigde weergave van een verschijnsel. Met deze hulp is een scheikundig proces vaak makkelijker te verklaren. De aarde heeft 4 elementen: vuur, lucht, water en aarde. Elektronen zijn kleine negatief geladen deeltjes in een atoom, protonen zijn kleine positief geladen deeltjes in een atoom. Neutronen zijn neutrale deeltjes in een atoom die zijn niet geladen. In de kern zitten de protonen en neutronen de elektronen zitten in een elektronenwolk om de kern. De vaste banen daaromheen noemen we schillen. Hierbij zijn de hoeveelheden in verschillende schillen 2, 8, en de buitenste schil verschilt hierbij gebruik je de valentie-elektronen (groepen). Het atoomnummer geeft aan hoeveel protonen er in de atoomkern zitten, en dat er evenveel elektronen zijn verdeeld over de schillen. Het massagetal geeft de som van het aantal protonen en neutronen aan. Bij chloor is het atoomnummer 17 dus 17 protonen in de kern. Het massagetal is 35, dus $35-17=18$ neutronen in de kern. Het massagetal van een atoomsoort kan wel variëren. Atomen van hetzelfde element die een verschillend aantal neutronen in de kern hebben noem je isotopen (gelijke plaats). Elk atoom heeft een massa deze zijn zeer klein daarom gebruik je de atomaire massa-eenheid met als eenheid de 'u'.

§2

In 1869 kwam de grote doorbraak van het periodiek systeem. Dimitri Mendelejev rangschikte de elementen naar atoommassa in combinatie met hun eigenschappen en staan gerangschikt naar oplopend atoomnummer. Op dit moment zijn er 18 groepen en 7 periodes. Rechtsboven staan de niet-metalen, links en in het midden staan de metalen. Een periode eindigt als je bij een edelgas komt (groep 18). Een edelgas heeft een zeer stabiele toestand en reageert niet of nauwelijks met andere stoffen. Chemische eigenschappen van de elementen worden verklaard door te kijken naar het aantal valentie-elektronen in de buitenste schil. Als elementen in dezelfde groep staan hebben ze vaak overeenkomstige chemische eigenschappen. Groep 18 heet de edelgassen. Groep 17 heet de halogenen. Groep 1 heet de alkalimetalen. Groep 2 heet de aardalkalimetalen.

§3

Alleen protonen en neutronen dragen bij aan de atoommassa. De atoommassa kan je vinden in de Binas tabel 99. Je mag voor H_2O 2x de H + O optellen dit geef je dan aan met 'u' dit is A.

massapercentage = massa gevraagd element / totaal massa x 100%

§4

De gemeten waarden geef je weer als grootte. Dit wordt altijd *schuingedrukt*. Dit wordt uitgedrukt in een eenheid in tabel 3 en 4 staan de grootheden met de juiste eenheden. Als je de dichtheid wilt berekenen doe je: dichtheid = massa / volume ofwel rooteken = m/V . de dichtheid is een meetwaarde, een andere waarde is de telwaarde. Telwaarde zijn het aantal protonen. De nauwkeurigheid van een meetwaarde wordt met een aantal significante cijfers aangegeven.

Belangrijke regels:

- Bij optellen en aftrekken van meetwaarden gaat het om het kleinste aantal cijfers achter de komma, dus het aantal decimalen! De uitkomst kan NOOIT nauwkeuriger zijn dan de gebruikte meetwaarden.
- Bij vermenigvuldigen en delen van meetwaarden gaat het om het kleinste aantal significante cijfers. Het eindresultaat wordt bepaald door de meetwaarde. De uitkomst kan NOOIT nauwkeuriger zijn dan de gebruikte meetwaarden.
- Je rekenmachine houdt geen rekening met significantie.
- Een tussenuitkomst rond je NOOIT af.
- Rond alleen het eindresultaat af in het juiste aantal significante cijfers.

Meetwaarden worden vaak in de wetenschappelijke notatie weergegeven.

H2 §1

Gemeenschappelijke stoffeigenschappen van metalen:

- Geleiden elektrische stroom
- Geleiden warmte
- Hebben een glanzend uiterlijk als ze gepolijst zijn
- Hebben meestal een hoog smeltpunt
- Kunnen gesmeed worden, zijn dus goed vervormbaar na verhitting
- Gesmolten metalen mengen goed met andere metalen

Zuivere metalen zijn meestal zacht bij kamertemperatuur. Een legering is een samengesmolten mengsel van metalen. Vrij bewegende elektronen zorgen ervoor dat de positieve atoomresten stevig op hun plaats blijven. De metaalbinding ontstaat door de aantrekkende krachten tussen de vrij bewegende valentie-elektronen en de positieve atoomresten. In een vaste fase zitten de metaal-atomen netjes gerangschikt in lagen dat noem je een metaalrooster. Metalen zetten bij verwarming uit. Metalen verschillen onderling in reactiviteit dit noem je edelheid. Goud, platina en zilver zijn edele metalen, ze reageren niet met zuurstof en waterdamp uit de atmosfeer. Onedele metalen reageren

wel met zuurstof en waterstof uit de atmosfeer en vormen dan een oxidelaagje.

§2

Moleculaire stoffen kunnen voorkomen in 3 fasen: vast, vloeibaar en gasvormig. Stoffen kunnen van fase veranderen door verwarmen of afkoelen. De moleculen in een moleculaire stof worden door aantrekkende krachten bij elkaar gehouden in de vaste en vloeibare fase. Dan spreek je van molecuulbinding of de vanderwaalsbinding. Hoe groter het molecuul hoe groter de molecuulmassa, hoe sterker de vanderwaalsbinding hoe hoger het kookpunt. In de gasfase is de vanderwaalsbinding helemaal opgeheven.

| | |
|-------------------------------------------------|--------------------|
| Ar | Argon |
| Br ₂ | Broom |
| Cl ₂ | Chloor |
| F ₂ | Fluor |
| P | Fosfor |
| He | Helium |
| I ₂ | Jood |
| C | Koolstof |
| Ne | Neon |
| Se | Seleen |
| Si | Silicium |
| N ₂ | Stikstof |
| H ₂ | Waterstof |
| O ₂ | Zuurstof |
| S | Zwavel |
| H ₂ O | Water |
| H ₂ O ₂ | Waterstofperoxide |
| NH ₃ | Ammoniak |
| CH ₄ | Methaan |
| CO ₂ | Koolstofdioxide |
| CO | Koolstofmono-oxide |
| NO | Stikstofmono-oxide |
| NO ₂ | Stikstofdioxide |
| SO ₂ | Zwavedioxide |
| SO ₃ | Zwaveltrioxide |
| C ₆ H ₁₂ O ₆ | Glucose |
| C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ | suiker |

In de vaste fase zijn moleculen in een moleculaire stof vaak volgens een vast patroon gerangschikt. Er vindt daarbij dus een regelmatig stapeling van deeltjes plaats. Bij moleculaire stoffen heet dit een molecuulrooster. Ga je na het kookpunt door met verhitten dan zal er op een bepaald moment een ontledingsreactie optreden. Bindingen tussen atomen noem je atoombindingen. De atoomrest is het atoom zonder bindende elektronenparen. Covalentie van een niet-metaalatom geeft aan hoeveel gemeenschappelijke elektronenparen het betreffende niet-metaalatom kan vormen. Dit kan afgeleid worden uit de plaats in het periodiek systeem.

Hier heb je enkele structuurformules:

Chloor: Cl ----- Cl

Zuurstof: O === O

Stikstof: N ----- N

Waterstofchloride: H----Cl

Diwaterstofsulfide:

Uitgang in de naam van atoomsoorten

| | |
|----|----------|
| O | Oxide |
| S | Sulfide |
| F | Fluoride |
| Cl | Chloride |
| Br | Bromide |
| I | jodide |

§3

Een binding tussen twee identieke niet- metalen atomen noem je een atoombinding. Als er een binding tussen twee verschillende atomen is noem je dit een polaire atoombinding. Welk atoom meer kracht zet krijgt , en welke minder hard trekt krijgt . moleculaire stoffen kunnen polair of apolair zijn. De polariteit van stoffen drukt men uit in het dipoolmoment. Als een stof een dipoolmoment groter dan nul heeft bestaat het uit dipoolmoleculen. Het dipoolmoment is een maat voor de polariteit van polaire stoffen. Een stof die niet uit dipoolmoleculen is opgebouwd, heet een apolaire stof. Een polaire stof bestaat uit polaire moleculen en heeft daardoor extra binding.

§4

Water bestaat uit kleine moleculen dus is de vanderwaalsbinding hierbij niet zo krachtig. Water heeft een heel hoog kookpunt. Water en ammoniak hebben beide in de vloeistoffase en in de vaste fase naast de vanderwaalsbinding en de dipoolbinding kennelijke en extra binding die verhoudingsgewijs zeer sterk is. Deze extra binding tussen de watermoleculen wordt de H-brug genoemd. De H-brug bestaat uit H-F, H-N, H-O. polaire stoffen worden ook wel hydrofiele stoffen genoemd als ze goed oplosbaar zijn in water. De molecuul mag niet te groot zijn en moeten kunnen worden gevormd door een H-brug. Als moleculaire stoffen slecht in water oplossen noem je ze hydrofobe stoffen.

Soorten mengsels zijn

- Suspensie: een vaste stof fijn verdeeld over een vloeistof zonder opgelost te zijn.
- Emulsie: een vloeistof fijn verdeeld in een andere vloeistof zonder opgelost te zijn
- Nevel: kleine vloeistofdruppels die zweven in de lucht
- Schuim: gasbellen in een vloeistof zonder opgelost te zijn.

Door toevoegen van een emulgator kunnen vloeistoffen wel mengen als dat niet mogelijk is zonder.

§5

De Ionbinding ontstaat als metaalatomen en niet-metaalatomen een binding aangaan. Het verschil in elektronegativiteit tussen metaalatomen en niet-metaalatomen is vaak zo groot dat elektronen helemaal overgaan van het metaalatom naar het niet-metaalatom is vaak zo groot dat elektronen helemaal overgaan van het metaalatom naar het niet-metaalatom. Er ontstaan dan geladen atomen die ionen worden genoemd. Een stof die uit ionen is opgebouwd noem je zout. Bij zout spreek je in plaats van kristal rooster van een ionrooster.

Hoofdstuk 3

§1 en §2

Atoommassa van zuurstof = 16,0 u

Ionmassa van O^{2-} = 16,0 u

Molecuulmassa van water = 18,0 u à 18,0 gram H_2O is de molmassa.

$1,0 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ gram}$

$\dots \text{ u} = 1 \text{ gram} \rightarrow 1 / (1,66 \cdot 10^{-24}) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u} = 1 \text{ gram}$

$1 \text{ molecuul } H_2O = 18,0 \text{ u} \cdot (6,02 \cdot 10^{23}) = 18,0 \text{ gram}$

$1 \text{ mol } H_2O = 18,0 \text{ gram}$



 Massa (gram)



✖✖ Mol (n)



Deeltjes (N)

Massa in gram = aantal mol X molaire massa in gram per mol

Dichtheid in kg/m^3 = massa in kg / volume in m^3

§3

Massapercentage = massa stof / totale massa X 100%

- Bv. C in CH_4 à $\text{m}\% = 12/16 \times 100\% = 75\%$

Volumepercentage = volume stof / totale volume X 100%

Promillage = stof / totale mengsel X 1000 ‰

Parts per million = stof / totale mengsel X 10⁶ ppm

Parts per billion = stof / totale mengsel X 10⁹ ppb

Stappenplan voor reactievergelijking:

1. Geef de reactievergelijking
2. Kijk naar welke stof gegeven is en welke gevraagd is. Noteer de gegevens onder de juiste stoffen in de vergelijking
3. Bepaal uit de coëfficiënten de molverhouding tussen de gegeven en de gevraagde stof.
4. Bereken het aantal mol van de gegeven stof.
5. Maak een omzettingstabel. Hierin noteer je van elke stof de beginhoeveelheid in mol vervolgens schrijf je eronder wat er bij de reactie verdwijnt of ontstaat, hiervoor gebruik je de molverhouding. Tot slot noteer je de hoeveelheid van de stoffen na de reactie.
6. Reken de gevraagde stof om in de juiste eenheid.
7. Controleer je antwoord. Kijk of je antwoord op de vraag hebt gegeven en of je het juiste aantal significante cijfers gebruikt hebt.