

SCHEIKUNDE VOOR BEGINNERS

Ing. Sc. Frank Lakiere

INHOUDSTAFEL**INLEIDING**

1. Enkele begrippen inzake materie en aggregatietoestand	inl - 6
1.1. Heterogene systemen	
1.2. Homogene systemen	
2. De molecule	inl - 7
3. De Reactievergelijking	inl - 8
4. De 3 aggregatietoestanden	inl - 9
4.1. De gaseigenschappen	
4.2. De gaswetten	
4.3. Vloeistoffen en vaste stoffen	
5. Chemische wetten	inl - 11
<u>5.1. Wetten geldig voor alle systemen (gas,vloeibaar en vast)</u>	
5.1.1. Wet van behoud van massa (Lavoisier)	
5.1.2. Wet van constante massaverhoudingen (Dalton)	
5.1.3. Wet van constante samenstelling (Proust)	
<u>5.2. Wetten alleen geldig voor gassen</u>	
5.2.1. Wet van Gay-Lussac	
5.2.2. Wet van Avogadro	
6. OPLOSSINGEN van de OEFENINGEN	inl - 12

Hoofdstuk 1 : Atoombouw en Periodiek Systeem

1. Samenstelling van het atoom	1-1
2. Isotopen	1-3
3. Structuur van de elektronenwolk rond de kern	1-4
3.1. De hoofdenegieniveaus	
3.2. Subniveaus en orbitalen	
3.3. De elektronensin	
3.4. De elektronenconfiguratie	
4. Het periodiek systeem	1-7
4.1. De perioden	
4.2. De groepen	
4.2.1. De hoofdgroepen	
4.2.2. De nevgroepen	
4.2.3. De actiniden en de lanthaniden (f-blok)	

Hoofdstuk 2 : Chemische bindingen

1. Inleiding	2-1
2. De natuur van de chemische binding	2-1
3. De ionbinding	2-5
4. De covalente binding	2-6
5. De oxidatietrap (OT)	2-9

Hoofdstuk 3 : Zuren, basen en zouten

1. Inleiding	3-1
2. De vroegste concepten	3-1
3. Zuren en basen volgens Arrhenius	3-1
4. Zuren en basen volgens Brönstedt	3-2
5. Het Lewis concept van zuren en basen	3-2
6. De naamgeving van zuren en basen	3-3
6.1. Binaire zuren	
6.2. Gewone ternaire zuren	
6.3. Andere ternaire zuren	
6.4. Basen	
7. Naamgeving van zouten	3-6
7.1. Definitie	
7.2. Naamgeving	
7.3. Formules	
8. Naamgeving van oxiden	3-7

Hoofdstuk 4 : Chemisch evenwicht (Evenwichtsconstante K, pK_a, pH,...)

1. Sterkte van zuren en basen	4-1
2. De zuurtegraad : water en de pH schaal	4-2
3. pK_z en pK_b	4-2
4. Berekenen van de pH	4-3
4.1. Sterke zuren	
4.2. Sterke basen	
4.3. Zwakke zuren	
4.4. Zwakke basen	
4.5. Waterige oplossing van zouten	
4.6. Buffermengsels	

Hoofdstuk 5: Chemische reacties kwantitatief bekeken

1. Belangrijke begrippen: relatieve atoommassa, mol, molariteit,...	5-1
1.1. Relatieve atoommassa (A_r)	
1.2. Relatieve molecuulmassa (M_r)	
1.3. Mol	
1.4. Molariteit (molaire concentratie)	
1.5. Andere uitdrukkingen van concentratie	
1.6. Verdunningen	
1.7. Stoichiometrische berekeningen	
2. Stoichiometrische berekeningen	5-4
Oefeningen en oplossingen	5-5

Hoofdstuk 6 : Redoxreacties

1. Inleiding	6-1
2. Het oxidatiegetal	6-2
3. Reductoren	6-2
4. Oxidatoren	6-2
5. Halfreactie	6-3
6. De sterkte van oxidatoren en reductoren	6-4
7. De standaard redoxpotentialiaal	6-7
8. Reactievergelijking van een redoxreactie	6-9
9. Opgaven	6-12

Hoofdstuk 7 : Indirekte redoxreacties (met elektroden)

1. Het gebruik van elektroden	7-1
2. Inerte en deelnemende elektroden	7-3
3. Indirekte en spontane reacties : batterijen en accu's,...	7-4
4. Indirekt en niet-spontaan : elektrolyse	7-6

Hoofdstuk 8 : De vergelijking van Nernst

1. Een beetje thermodynamica	8-1
2. Hoe gebruik je de vergelijking van Nernst ?	8-2
3. Beperkingen	8-4
4. Nut	8-4

INLEIDING

1. Enkele begrippen inzake materie en aggregatietoestand

MATERIE (stof) heeft als eigenschap dat ze massa heeft en ruimte inneemt
Men kan de materie gaan indelen in groepen:

1.1. Heterogene systemen

Dit zijn mengsels van meerdere stoffen waarbij de eigenschappen niet uniform verdeeld
bv. zand en water, water en olie,... Men noemt dit ook meerfase-sytemen

1.2. Homogene systemen

hier zijn de eigenschappen in het systeem uniform verdeeld. Men spreekt van éénfase-systemen.
De homogene systemen worden nog verder onderverdeeld in

1.2.1. Oplossingen

Dit is een mengsel dat nog kan gesplitst worden in afzonderlijke componenten
Bv: zeewater = water en zout, brons = koper + tin + zink

1.2.2. Zuivere stoffen

Deze kunnen niet verder opgedeeld worden in afzonderlijke componenten.
Hier hebben we weer 2 onderverdelingen, namelijk:

1.2.2.1. de samengestelde stoffen

die zijn gevormd uit verschillende atoomsoorten, maar ze kunnen niet met eenvoudige fysische middelen gescheiden worden

Bv. water bestaat uit atomen waterstof en atomen zuurstof

1.2.2.2. de elementen

Deze bestaan uit één enkele atoomsoort en kunnen niet verder verdeeld worden
Bv. waterstof, zuurstof, koolstof, koper, lood,...

OEFENINGEN:

- Hoe kan men de volgende mengsels scheiden?
water en zout, zand en ijzervijzel, olie en water, water en alcohol
- Geef een voorbeeld:
een vloeibaar heterogeen systeem
een vloeibaar homogeen systeem
een vloeibare zuivere stof
- Hoe kan je twee vloeistoffen (de ene is een oplossing en de andere is een zuivere stof) van elkaar onderscheiden?
- Geef een voorbeeld :
Een gasvormig heterogeen systeem
een vast heterogeen systeem
een vaste samengestelde stof
een vast element
- Geef minstens 3 voorbeelden van chemische en van fysische verschijnselen.

2. DE MOLECULE

Een molecule is het kleinste deeltje van een stof dat nog alle eigenschappen van die stof bezit

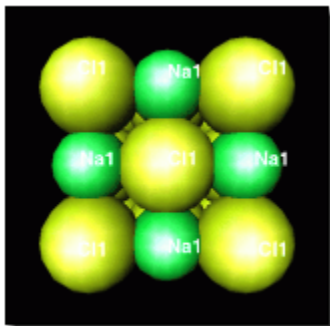
De gravitatiewet leert ons dat lichamen, dus ook moleculen, elkaar aantrekken met een kracht bepaald door de formule: $K = f \cdot m_1 \cdot m_2 / r^2$

waarbij f = gravitatieconstante,
 m_1 en m_2 = de massa's
 r = de afstand tussen de middelpunten

Adhesie = aantrekkingskracht tussen gelijke moleculen (bv. de moleculen in een zoutkristal)

Cohesie = aantrekking tussen ongelijke moleculen (bv. de moleculen van water en zout in zeewater)

Een molecule is samengesteld uit atomen.



moleculstructuur van NaCl

Er zijn verschillende **atoomsoorten**.

Men noemt de verschillende atoomsoorten ook wel **ELEMENTEN**.

Bv. waterstof, ijzer, goud, lood, chloor, natrium,.. zijn allemaal elementen.

De elementen (103) worden gerangschikt in de **tabel van Mendeleev**.

De atoomsoorten of elementen worden voorgesteld door **symbolen**.

Zo wordt het element waterstof weergegeven door het symbool H (hydrogenium), ijzer heeft als symbool Fe (ferrum), lood heeft het symbool Pb (plombum), ...

3. DE REAKTIEVERGELIJKING

Een scheikundige reactie wordt weergegeven onder de vorm van een reactievergelijking. Hierbij worden de uitgangsubstanties links en de reactieproducten rechts van een pijl weergegeven.

Bv: bij de reactie van waterstof en zuurstof wordt water gevormd

Men geeft dit weer met de vergelijking
waterstof + zuurstof \rightarrow water

Maar in de scheikunde gebruikt men de symbolen van de elementen:

H voor waterstof, O voor zuurstof, H₂O voor water

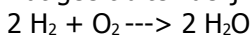
Maar men schrijft niet gewoon H + O \rightarrow H₂O want de aantallen (de **quotiënten**) moeten ook nog kloppen.

Dus noteren we : 2H + O \rightarrow H₂O

Dit is nu O.K. wat de aantallen betreft.

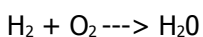
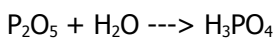
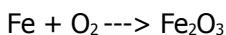
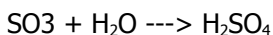
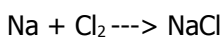
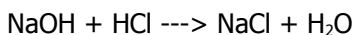
Maar we moeten er nog rekening mee houden dat waterstofgas en zuurstofgas als twee-atomige moleculen voorkomen en dus niet als H en O maar als H₂ en O₂ weergegeven worden.

Dat geeft uiteindelijk de volgende reactievergelijking:



OEFFENINGEN :

Vul de ontbrekende quotiënten in bij de volgende reactievergelijkingen:



4. DE 3 AGGREGATIEVORMEN : GASVORMIG, VLOEIBAAR EN VAST

Stoffen kunnen dus voorkomen in 3 verschillende **aggregatietoestanden**: vast, vloeibaar, gasvormig.

Een gas is gemakkelijk te onderscheiden van vloeistof of vaste stof. Een gas heeft geen bepaalde vorm en kan omsloten worden door een vat van willekeurige vorm of inhoud. Gassen zijn doorzichtig, samendrukbaar, vluchtig en bieden weinig weerstand aan vervorming.

4.1. De eigenschappen van een gas : volume, temperatuur, druk.

4.1.1. Volume

Het volume van een gas verschilt grondig van het volume van vloeistoffen of vaste stoffen. Deze laatste hebben immers duidelijke grenzen die we zien en kunnen bepalen.

Een gas daarentegen vult gewoon de ruimte waarin het opgesloten zit. Verschillende gassen zijn ook onderling volledig mengbaar. De adhesie- en cohesiekrachten zijn verwaarloosbaar.

4.1.2. Temperatuur

Stoffen in gasttoestand hebben gelijkaardige eigenschappen wat betreft warmtegeleiding als vloeistoffen en vaste stoffen.

4.1.3. Druk

Druk is kracht per eenheid van oppervlakte. In een gas of vloeistof is de druk onafhankelijk van de richting van de druk op een gegeven punt.

Bv. de druk uitgeoefend op een zwemmer die 1 m onder water zwemt is gelijk of hij nu op zijn rug, zijn buik of zijn zijde zwemt.

4.2. De gaswetten

1. De wet van BOYLE: **$P/V = \text{constant bij constante temperatuur}$**

2. De wet van CHARLES: **$V/T = \text{constant bij constante druk}$**

3. De wet van GAY-LUSSAC: **$P/T = \text{constant bij constant volume}$**

4. De algemene gaswet:

Door combinatie van de 3 voorgaande wetten komen we tot de algemene gaswet:

$PV = nRT$ met

P = druk in atm,

V = volume in liter

T = temperatuur in °Kelvin,

n = aantal mol

R (de universele gasconstante) = 0,082 l.atm/K.mol

De algemene gaswet geldt voor een ideaal gas. Er wordt geen rekening gehouden met de grootte van de moleculen en met hun onderlinge aantrekking. De ideale gaswet wordt het best benaderd door mono-atomische gassen bij hoge temperatuur en lage druk.

4.3. Vloeistoffen en vaste stoffen

De vaste toestand is volledig tegengesteld aan de gastoestand: volledige stijfheid, weerstand tegen samendrukken en vervormen, vaste geometrie. **Adhesie- en cohesiekrachten overheersen.**

De vloeibare toestand heeft tussenliggende eigenschappen: wel weerstand tegen samendrukken en een vastomlijnd volume maar veranderlijke geometrische vorm en weinig weerstand aan vervorming. Adhesie en cohesie zijn nog voldoende om aan vloeistoffen een vast volume te geven.

Fysische eigenschappen van vloeistoffen:

Warmtecapaciteit
Verdamping
Dampspanning
Kookpunt
Verdampingswarmte

Fysische eigenschappen van vaste stoffen:

Warmtecapaciteit
Dampspanning
Smeltpunt

5. CHEMISCHE WETTEN

5.1. Wetten geldig voor alle systemen (gas, vloeibaar en vast)

5.1.1. Wet van behoud van massa (Lavoisier)

In een gesloten ruimte wordt de totale massa van de stof niet gewijzigd door de reacties die erin plaatsvinden.

In de reactievergelijking moet het aantal atomen voor en na de reactie dus gelijk zijn!

5.1.2. Wet van constante massaverhoudingen (Dalton)

Wanneer 2 elementen meerdere verbindingen vormen en men van het ene element dezelfde massa laat reageren, dan zullen de reagerende massa's van het andere element zich verhouden als gehele getallen.

Een voorbeeld: koolstof kan verbranden tot CO of tot CO₂

Voor de vorming van CO reageren 12 g koolstof met 16 g zuurstof.

De vorming van CO₂ gebeurt doordat 12 g koolstof reageert met 32 g zuurstof.

C en O vormen verschillende verbindingen (CO en CO₂) en bij een gelijke massa C (namelijk 12 g) verhouden de massa's van O zich als 16/32 of dus 1/2.

5.1.3. Wet van constante samenstelling (Proust)

Elke chemische verbinding heeft een welbepaalde samenstelling, ongeacht de oorsprong.

D.w.z. dat de chemische samenstelling van bv. water altijd H₂O is, ongeacht of dit water bekomen wordt door distillatie van zeewater of als reactieproduct van verbranding of als reactieproduct van een andere chemische reactie zoals samenvoegen van zuur + base.

5.2. Wetten ALLEEN geldig voor gassen

5.2.1. Wet van Gay-Lussac

De volumes van gassen die betrokken zijn bij een chemische reactie verhouden zich als eenvoudige gehele getallen, als ze gemeten worden bij zelfde druk en temperatuur.

Bv. de reactie $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$

Dus 1 volume chloorgas + 1 volume waterstof reageren met vorming van 2 volumes HCl.

Indien we nu 3 volumes chloor + 2 volumes waterstof laten reageren, dan krijgen we als resultaat 4 volumes HCl en er blijft 1 volume chloor over dat niet gereageerd heeft.

5.2.2. Wet van Avogadro

Onder gelijke omstandigheden van druk en temperatuur bevatten gelijke volumes van gassen hetzelfde aantal moleculen

Bvb : de reactie $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$ kan betekenen
 1 molecule Cl₂ + 1 molecule H₂ → 2 moleculen HCl
 maar ook : 50 ml chloor + 50 ml H₂ → 100 ml HCl

OPLOSSING VAN DE OEFENINGEN**Materie en aggregatietoestand**

1.

Je laat het water verdampen en het zout blijft over.
 mengsel over een magneet sturen waar het ijzervijzel blijft hangen
 olie drijft boven en kun je afgieten
 het mengsel koken en distileren

2.

olie en water
 suikerwater, zeewater, jenever,...
 water

3.

De zuivere stof kookt bij een welbepaalde temperatuur.
 De oplossing kookt bij een variabele temperatuur, afhankelijk van de concentratie van de opgeloste stoffen.

4.

lucht is een mengsel van zuurstof, stikstof, koolzuurgas en nog andere gasvormige producten
 metaallegeringen zoals bv. brons, messing,..
 roest (ijzer en zuurstof)
 ijzer, koper, aluminium,...

5.

enkele chemische verschijnselen
 - verbranden van hout, steenkool of petroleum
 - ontsmetten van water met chloor
 - bleken van papier met bleekwater
 - roesten van ijzer

enkele fysische verschijnselen

- verdampen van water
 - oplossen van bv. suiker in water
 - bevriezen van water tot ijs
 - smelten van ijs
 - gloeidraad in een lamp die licht geeft door opwarming

Reactie vergelijkingen