

SCHEIKUNDE VOOR BEGINNERS

INHOUDSTAFEL**INLEIDING**

1. Enkele begrippen inzake materie en aggregatietoestand	6
1.1. Heterogene systemen	
1.2. Homogene systemen	
Oefeningen	
2. De molecule	7
3. De Reactievergelijking	7
Oefeningen	
4. De 3 aggregatietoestanden	9
4.1. De gaseigenschappen.	
4.2. De gaswetten	
4.3. Vloeistoffen en vaste stoffen	
5. Chemische wetten	11
5.1. Wetten geldig voor alle systemen (gas, vloeibaar en vast)	
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)	
5.2. Wetten alleen geldig voor gassen	
5.2.1. Wet van Gay-Lussac	
5.2.2. Wet van Avogadro	
6. Oplossingen van de oefeningen	13

Hoofdstuk 1 : Atoombouw en Periodiek Systeem

1. Samenstelling van het atoom	13
2. Isotopen	15
3. Structuur van de elektronenwolk rond de kern	16
3.1. De hoofdenegieniveaus	
3.2. Subniveaus en orbitalen	
3.3. De elektronensin	
3.4. De elektronenconfiguratie	
4. Het periodiek systeem	19
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	21
2. De natuur van de chemische binding	21
3. De ionbinding	23
4. De covalente binding	24
5. De oxidatietrap (OT)	26

Hoofdstuk 3 : Zuren, basen en zouten

1. Inleiding	27
2. De vroegste concepten	27
3. Zuren en basen volgens Arrhenius	27
4. Zuren en basen volgens Brönstedt	28
5. Het Lewis concept van zuren en basen	28
6. De naamgeving van zuren en basen	29
6.1. Binaire zuren	
6.2. Gewone ternaire zuren	
6.3. Andere ternaire zuren	
6.4. Basen	
7. Naamgeving van zouten	33
7.1. Definitie	
7.2. Naamgeving	
7.3. Formules	
8. Naamgeving van oxiden	34

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

1. Sterkte van zuren en basen	35
2. De zuurtegraad : water en de pH schaal	35
3. pK_z en pK_b	36
4. Berekenen van de pH	37
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,...	41
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. Stoechiometrische berekeningen	
2. Stoechiometrische berekeningen	44
Oefeningen en oplossingen	45

Hoofdstuk 6 : Redox reacties

1. Inleiding	49
2. Het oxidatiegetal	50
3. Reductoren	50
4. Oxidatoren	50
5. Halfreactie	51
6. De sterkte van reductoren en oxidatoren	52
7. De standaard redoxpotentiaal	55
8. De reactievergelijking van de redox reactie	57
9. Hoe een redoxreactie opstellen	58
10. Opgaven	59

Hoofdstuk 7 : Indirecte redoxreacties (met elektroden)

1. Gebruik van elektroden	61
2. Inerte en deelnemende elektroden	63
3. Indirecte en spontane reacties	64
4. Indirecte en niet-spontane reacties	66

Hoofdstuk 8 : Nernst vergelijking

1. Een beetje thermodynamica	68
2. Hoe gebruik je de vergelijking van Nernst?	69

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-systemen

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:

1. Hoe kan men de volgende mengsels scheiden?

water en zout

zand en ijzervijlsel

olie en water

water en alcohol

2. Geef een voorbeeld:

een vloeibaar heterogeen systeem

een vloeibaar homogeen systeem

een vloeibare zuivere stof

3. Hoe kan je twee vloeistoffen (de ene is een oplossing en de andere is een zuivere stof) van elkaar onderscheiden?

4. Geef een voorbeeld :

Een gasvormig heterogeen systeem

een vast heterogeen systeem

een vaste samengestelde stof

een vast element

5. 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

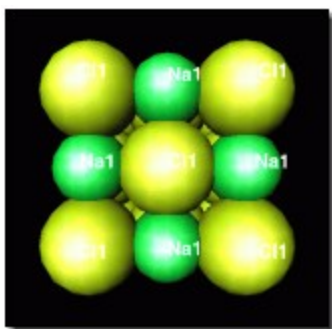
De gravitatiewet leert ons dat lichamen, dus ook moleculen, elkaar aantrekken met een kracht bepaald door de formule: $K = f \cdot m_1 \cdot m_2 / r^2$

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

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

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

Een molecule is samengesteld uit atomen.



molecuulstructuur 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 REACTIEVERGELIJKING

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

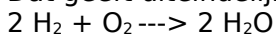
Maar men schrijft niet gewoon H + O \rightarrow H₂O want de aantallen (= **quotiënten**) moeten ook nog kloppen.

Dus noteren we : 2H + O \rightarrow H₂O

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

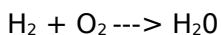
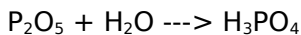
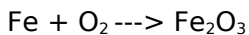
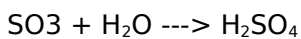
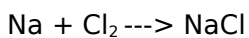
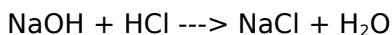
Maar we moeten er nog rekening mee houden dat waterstofgas en zuurstofgas als twee-atomige moleculen voorkomen en dus niet als H en O maar als H₂ en O₂ weergegeven worden.

Dat geeft uiteindelijk de volgende reactievergelijking:



OEFENINGEN :

Vul de ontbrekende quotiënten in bij de volgende reactievergelijkingen:



4. DE 3 AGGREGATIE TOESTANDEN : 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:

$$PV = nRT$$

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

Voorbeeld :
 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.

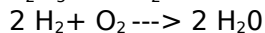
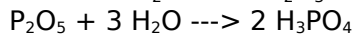
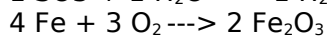
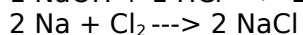
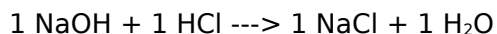
4.

lucht is een mengsel van zuurstof, stikstof, koolzuurgas en nog andere gasvormige
 produkten
 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

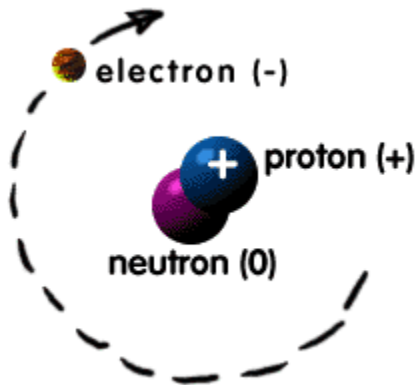
Reaktievergelijkingen

Hoofdstuk 1 : Atoombouw en Periodiek Systeem

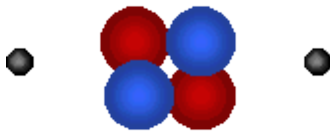
1. SAMENSTELLING VAN HET ATOOM

Een atoom bestaat uit:

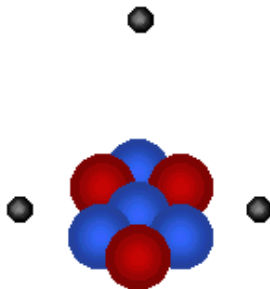
een positief geladen kern, opgebouwd uit protonen en neutronen en (een of meer) **negatief geladen elektronen** die rond de kern bewegen.



De positieve lading van een proton is even groot als de negatieve lading van een elektron, namelijk $\pm 1,6 \cdot 10^{-19}$ Coulomb.
 Het aantal protonen (+ deeltjes in de kern) = aantal elektronen (- deeltjes rond de kern)



Helium atoom = kern met 2 protonen en 2 neutronen met eromheen draaiend 2 elektronen



Lithium atoom = kern met 3 protonen en 4 neutronen met eromheen draaiend 3 elektronen

Het ATOOMNUMMER (Z) van een element =

zowel het rangnummer van het element in het periodiek systeem
als het aantal protonen in de kern
als het aantal elektronen rond de kern

De ATOOMMASSA (A) geeft de massa aan van het atoom.

Aangezien de elektronen een verwaarloosbare massa hebben is de atoommassa dus de som van de kerndeeltjes (protonen + neutronen)

Bijvoorbeeld:

Helium heeft atoomnummer 2.
Dit betekent dus dat He 2 elektronen rond de kern heeft.
Dit betekent dus dat He 2 protonen in de kern heeft.

De atoommassa van He = 4,00
Dit betekent dat de kern 4 deeltjes bevat.
Aangezien het atoomnummer reeds aangeeft dat er 2 protonen in de kern zitten, moeten er ook nog $4-2 = 2$ neutronen zijn.

Dus: **het aantal NEUTRONEN in de kern $N = A-Z$**

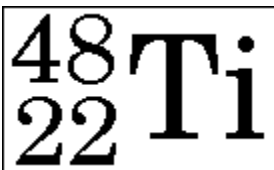
De voorstelling van een atoom:

Teneinde deze gegevens per atoom weer te geven gaat men als volgt te werk: Voor het symbool van het element noteert men bovenaan de atoommassa en onderaan het atoomnummer.

bv. voor Helium wordt dit dan



en voor Titanium



2. ISOTOPEN

Een welbepaald element heeft een welbepaald aantal protonen in de kern.
Dit is voor ieder element onveranderlijk.
Maar het aantal neutronen kan wel verschillen.

DUS de atomen van een bepaald element hebben altijd hetzelfde atoomnummer hebben, maar de atoommassa, die de som is van het aantal protonen en neutronen, kan wel verschillen.

Atomen met een gelijk atoomnummer en met verschillende atoommassa worden ISOTOPEN genoemd.

**Isotopen zijn chemisch identiek, maar fysisch verschillend.
Isotopen komen in de natuur steeds in dezelfde verhouding voor.**

Voorbeelden:

Helium komt voor onder de vorm van 2 isotopen: He met massa (2 protonen + 1 neutron) en Helium met massa 4 (2p + 2n).



Van zuurstof bestaan er 3 isotopen: de atoommassa's zijn 16, 17 en 18 en de respectievelijke percentages zijn 99,756% - 0,039% en 0,205%

In de tabellen wordt de **relatieve atoommassa** weergegeven: dit is de gemiddelde waarde van de atoommassa zoals het element met zijn isotopen in de natuur voorkomt.

Meestal wordt in de chemie gewerkt met afgeronde waarden voor de atoommassa.

Bv:

waterstof H heeft A=1
koolstof C heeft A=12
stikstof N heeft A=14
zuurstof O heeft A=16
chloor Cl heeft A=35,5
enz...

3. STRUKTUUR VAN DE ELEKTRONENWOLK ROND DE KERN VAN HET ATOOM

3.1. De hoofdenergieniveau's

De elektronen rond de kern kunnen in **7 energieniveaus** voorkomen. Deze niveaus worden ook wel **schillen** genoemd. Deze schillen of energieniveaus worden aangegeven met de letters K,L,M,N,O,P en Q. Aan ieder niveau wordt ook een getal toegekend: K = 1, L= 2, ... Men noemt dit getal **het hoofdquantumgetal n**.

Iedere schil kan een beperkt aantal elektronen bevatten. Het maximale aantal per schil (voor K,L,M en N) wordt gegeven door de formule:
max. aantal = $2 \cdot n^2$

Dus:

voor de K-schil geldt $n = 1$ en dus max. aantal $e^- = 2 \cdot 1^2 = 2$
 voor de L-schil geldt $n = 2$ en dus max. aantal $e^- = 2 \cdot 2^2 = 8$
 voor de M-schil geldt $n = 3$ en dus max. aantal $e^- = 2 \cdot 3^2 = 18$
 voor de N-schil geldt $n = 4$ en dus max. aantal $e^- = 2 \cdot 4^2 = 32$

Opmerking:

de hogere schillen O,P en Q hebben dan weer een max. aantal e^- van resp. 32, 18 en 8

3.2. Subniveaus en orbitalen

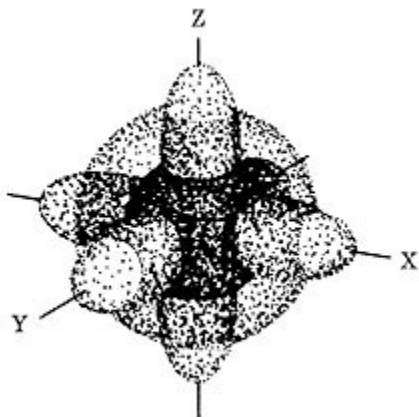
Binnen de schillen kunnen de elektronen nog kleine energiever verschillen vertonen. Het hoofdenergieniveau kan dus nog opgesplitst worden in subniveaus. Er bestaan 4 types: s,p,d en f-subniveaus.

Zoals bij de hoofdniveaus is hier ook het max. aantal elektronen weer beperkt per subniveau.

Een s-subniveau kan max. 2 e^- bevatten
 Een p-subniveau kan max. 6 e^- bevatten
 Een d-subniveau kan max. 10 e^- bevatten
 Een f-subniveau kan max. 14 e^- bevatten

Een ORBITAAL is de ruimtelijke voorstelling van het gebied waar de waarschijnlijkheid om een elektron aan te treffen het grootst is.

De vorm van een s-orbitaal is een BOL, waarin 2 elektronen kunnen ronzwerven. Een p-orbitaal ziet eruit als 3 zandlopers langs de x,y en z as van een assenstelsel gelegen zijn. Men duidt die aan met p_x, p_y en p_z . En elk van die 3 "zandlopers" bevat 2 elektronen.



Ruimtelijke voorstelling van s- en p-orbitaal

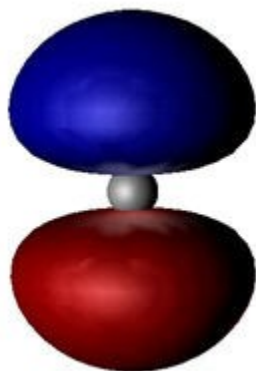


Fig. van een p_z orbitaal.

De d- en f-subniveaus hebben nog veel ingewikkelder structuren met resp. 5 en 7 mogelijke orbitalen.

3.3. De elektronenspin

Binnen de orbitalen zijn er dus steeds structuren waarin de elektronen per 2 aanwezig zijn.

Maar deze e^- zijn niet identiek. Ze verschillen door hun draai beweging: het ene elektron draait in wijzerzin, het andere in tegenwijzerzin.

Men geeft dit symbolisch weer door een pijltje omhoog (spin op) of omlaag (spin neer).

Twee elektronen in hetzelfde orbitaal en met tegengestelde spin vormen een elektronenpaar of DOUBLET.

3.4. Elektronenconfiguratie

De elektronenverdeling in de verschillende schillen moet voldoen aan bepaalde regels.

3.4.1. Het Pauli-verbod

Per orbitaal is er maximaal één elektronendoublet.

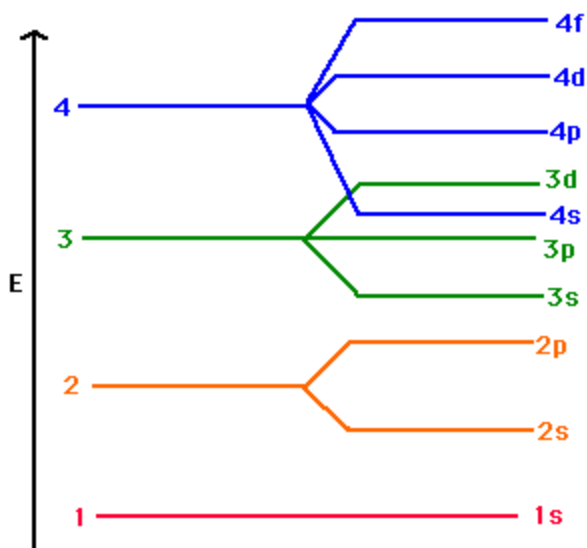
3.4.2. De Hund-regel

In het laatste te bezetten subniveau zijn er zoveel mogelijk ongepaarde elektronen.

3.4.3. De regel van minimale energie

Telkens er een elektron wordt bijgevoegd bezet dit elektron het subniveau met de laagste energie

De volgorde = 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p



3.4.4. Als laatste hebben we ook nog enkele stabiliteitsregels:

Deze betreffen de elektronen van de buitenste orbitalen.
Deze elektronen streven naar configuraties met zo groot mogelijke stabiliteit.

Dit is de volgorde van stabiliteit:

- 1. edelgasconfiguratie**
- 2. volledig bezet subniveau**
- 3. halfbezet subniveau**

Voorbeelden:

Fluor heeft 9 elektronen:

in de eerste schil heb je de 1s orbitaal. Hierin gaan 2 elektronen (doublet).
In de tweede schil heb je een 2s orbitaal en drie 2p orbitalen (2p_x 2p_y en 2p_z)
In 2s gaat weer een doublet, alsook in 2p_x en 2p_y. Het overblijvende elektron gaat in 2p_z.

We noteren deze configuratie als: 1s² 2s² 2p⁵

Koolstof heeft 6 elektronen:

in de eerste schil heb je de 1s orbitaal. Hierin gaan 2 elektronen (doublet).
In de tweede schil heb je een 2s orbitaal en drie 2p orbitalen (2p_x 2p_y en 2p_z)
In 2s gaat weer een doublet.

Voor de 2p orbitalen blijven er nog 2 elektronen over. Volgens de regel van Hund moeten die nu ongepaard de 2p bezetten, dus 1 elektron in 2p_x en in 2p_y.

We noteren deze configuratie als: 1s² 2s² 2p²

4. HET PERIODIEK SYSTEEM

1 H																	2 He																												
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																												
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																												
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr																												
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe																												
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn																												
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun																																				
<table border="1"> <tbody> <tr> <td>58 Ce</td> <td>59 Pr</td> <td>60 Nd</td> <td>61 Pm</td> <td>62 Sm</td> <td>63 Eu</td> <td>64 Gd</td> <td>65 Tb</td> <td>66 Dy</td> <td>67 Ho</td> <td>68 Er</td> <td>69 Tm</td> <td>70 Yb</td> <td>71 Lu</td> </tr> <tr> <td>90 Th</td> <td>91 Pa</td> <td>92 U</td> <td>93 Np</td> <td>94 Pu</td> <td>95 Am</td> <td>96 Cm</td> <td>97 Bk</td> <td>98 Cf</td> <td>99 Es</td> <td>100 Fm</td> <td>101 Md</td> <td>102 No</td> <td>103 Lr</td> </tr> </tbody> </table>																		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu																																
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr																																

4.1. De perioden

In het periodiek systeem, ook wel de tabel van Mendeleev genoemd, worden de elementen gerangschikt in een tabel volgens opklimmend atoomnummer. Er wordt telkens een nieuwe rij begonnen als bij de elektronenconfiguratie een nieuwe schil wordt begonnen.

Lithium heeft 3 elektronen. De configuratie is $1s^2 2s^1$

De 2de schil heeft slechts 1 e⁻ en dus begint Li een nieuwe rij.

Kalium heeft 19 e⁻ met de configuratie: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

De 4de schil heeft slechts 1 e⁻ en dus begint K een nieuwe rij.

Deze horizontale groepen worden PERIODEN genoemd

4.2. De groepen

Elementen met een zelfde aantal valentie-elektronen vormen samen een GROEP.

Valentie-elektronen = het aantal elektronen op de laatste schil

Men onderscheidt HOOFDGROEPEN en NEVENGROEPEN.

4.2.1. Hoofdgroepen

Het nummer van de groep wordt aangegeven door het aantal valentie-elektronen.

Het laatst te plaatsen elektron in de configuratie behoort tot de buitenste schil.

De hoofdgroepen worden aangegeven met een Romeins cijfer (I tot VII en 0) met een index a.

Bv: Fluor heeft als configuratie: $1s^2 2s^2 2p^5$.
In de laatste schil zitten er $2 + 5 = 7 e^-$ en dus behoort F dus tot groep VIIa.

Zink heeft als configuratie $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
In de laatste schil (4s) zitten $2 e^-$ dus behoort Zn tot de groep II.
Maar de 4s orbitaal heeft een lagere energie dan de 3d-orbitaal. Het laatst geplaatste e^- behoort dus niet tot de buitenste schil want dat is 4s.
Dus behoort Zn niet tot de hoofdgroep IIa maar tot de nevgroep IIb.

De 8 hoofdgroepen zijn:

1. Groep Ia : Alkalimetalen (Li,Na,K,...)
2. Groep IIa : Aardalkalimetalen (Be,Mg,Ca,...)
3. Groep IIIa: Boorgroep (B, Al,...)
4. Groep IVa : Koolstofgroep (C, Si,...)
5. Groep Va : Stikstofgroep (N, P,...)
6. Groep VIa : Zuurstofgroep (O, S,...)
7. Groep VIIa: Halogenen (F,Cl,Br,I,...)
8. Groep 0 : Edelgassen (He,Ne,Ar,Kr,Xe,Rn)

4.2.2. Nevgroepen

Het nummer van de groep wordt aangegeven door het aantal valentie-elektronen.
MAAR het laatst te plaatsen elektron in de configuratie behoort tot een d-orbitaal van de voorlaatste schil.

De hoofdgroepen worden aangegeven met een Romeins cijfer (I tot VII en 0) met een index b.

De nevgroepen bevatten elementen die ook wel de **OVERGANGS**elementen worden genoemd.

Bv:

Zink heeft als configuratie $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ In de laatste schil (4s) zitten $2 e^-$ dus behoort Zn tot de groep II.
Maar de 4s orbitaal heeft een lagere energie dan de 3d-orbitaal. Het laatst geplaatste e^- behoort dus niet tot de buitenste schil want dat is 4s.
Dus behoort Zn niet tot de hoofdgroep IIa maar tot de nevgroep IIb.
Men kan het ook uitdrukken als volgt: de valentie- e^- zitten in een orbitaal met lagere energie dan de laatst geplaatste (hier 3d) elektronen.
Zn behoort dus tot een nevgroep en komt in groep IIb.

4.2.3. De lanthaniden en actiniden (f-blok)

De elementen met rangnummer 58 tot 73 worden in het vakje van Lanthaan (rangnr 57) geplaatst.

Daarom noemt men deze elementen de LANTHANIDEN

Evenzo worden in het vakje van Actinium (rangnr. 89) de elementen met atoomgetal 90 tot 103 samen geplaatst. Daarom noemt men deze elementen de ACTINIDEN

De lanthaniden en de actiniden worden in een apart blok geplaatst onderaan de tabel.

Dit is het zgn. f-blok.

Hoofdstuk 2: Chemische bindingen

1. INLEIDING:

In hoofdstuk 1 hebben we geleerd over de atoombouw. De atoomstructuur bepaalt de chemische en fysische eigenschappen van de stoffen. In chemische reacties reageren elementen en vormen verbindingen, een proces met vorming van chemische bindingen. De term "binding" wordt gebruikt om de manier weer te geven waarmee atomen samengehouden worden in polyatomische aggregaten (moleculen). Hoe komen atomen samen om moleculen te vormen?

Waarom komen ze samen in plaats van als afzonderlijke atomen te blijven bestaan?

Waarom wordt waterstofgas gevormd door 2 atomen H en niet door 3 atomen H?

Waarom is helium een mono-atomair gas?

Waarom is C 4-waardig en O 2-waardig?

Op al deze en nog veel andere vragen zal dit hoofdstuk een antwoord geven.

2. DE NATUUR VAN DE CHEMISCHE BINDING

De chemische binding is het resultaat van een verandering in de elektronenstructuur van de atomen die in een molecule gecombineerd zijn. Aangezien er 103 elementen zijn is het aantal combinaties enorm groot.

Teneinde hierin enige structuur te brengen worden de bindingen onderverdeeld in 2 groepen: de **covalente** binding en de **ion-binding**.

In werkelijkheid zijn de meeste bindingen een tussensoort, maar ze worden toch bij een van deze 2 soorten ingedeeld, afhankelijk van de overheersende soort binding in die bepaalde verbinding.

Dat brengt mee dat er nogal wat twijfelgevallen bestaan. Toch kan zoiets niet opgelost worden door een derde soort binding te introduceren. Men kan deze toestand best vergelijken met de indeling van aardappelen in grote en kleine. Er zullen steeds weer aardappelen zijn die ergens tussenin zitten, maar een klasse 'middengroot' invoeren lost het probleem niet op.

Omdat chemische bindingen afhangen van de elektronenstructuur is het goed om deze eens te bekijken met het oog op de chemische reactiviteit.

Groep 0 : de edelgassen

De elementen in deze groep zijn bijna niet reactief: er bestaan geen verbindingen met neon, argon en xenon.

Waarom dat zo is leren we uit de elektronenstructuur: al deze gassen hebben volledig bezette schillen.

Behalve He met zijn $1s^2$ elektronen hebben alle edelgassen in het hoogste energieniveau 8 elektronen. Men noemt dit **de edelgasconfiguratie**.

Atomen links in het Periodiek Systeem (PS) kunnen gemakkelijk deze edelgasconfiguratie krijgen door een of meer elektronen af te staan.

Doordat het aantal protonen in de kern hetzelfde blijft, maar het aantal e^- vermindert krijgen we hierbij dus positief geladen atomen. Men noemt deze + ionen of **kationen**

De energie die nodig is om een elektron af te stoten wordt de **ionisatie-energie** genoemd.

Bv: voor Na is de ionisatie-energie = 0,50 MJ/mol

De atomen rechts in het PS kunnen dat doen door een of meer elektronen op te nemen. Hierbij worden negatieve ionen of **anionen** gevormd.

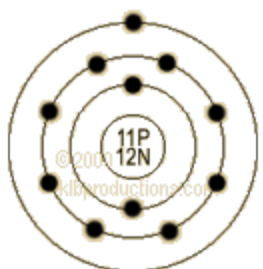
De energie die nodig is (of die vrijkomt) om een elektron op te nemen wordt de **elektronenaffiniteit** (W_a) genoemd.

Bv: voor Cl is de $W_a = -0,354$ MJ/mol (een negatieve waarde omdat er energie vrijkomt!)

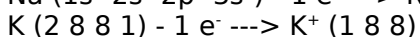
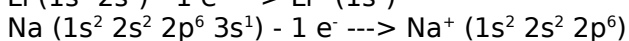
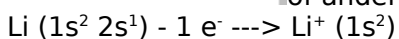
OPMERKING:

Een atoom kan nooit meer dan 2 elektronen opnemen, omdat het reeds gevormde 2-waardig anion het derde elektron zo sterk afstoot dat deze afstotingskracht niet door een gewoon chemisch proces kan overwonnen worden.

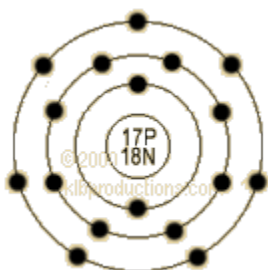
Voorbeelden: De elementen van de alkalimetalen (Li, Na, K,...) kunnen de edelgasconfiguratie bekomen door 1 e⁻ af te staan.



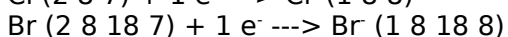
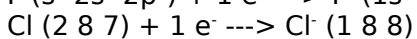
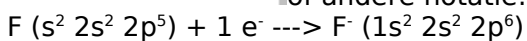
of andere notatie:



De elementen van de halogeengroep (F, Cl, Br, I,...) kunnen de edelgasconfiguratie bekomen door 1 e⁻ op te nemen



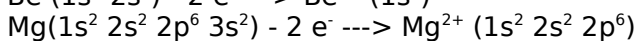
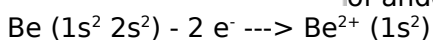
of andere notatie:



De elementen van de aardalkalimetalen (Be, Mg, Ca,...) kunnen de edelgasconfiguratie bekomen door 2 e⁻ af te stoten



of andere notatie:

**3. DE IONBINDING**

Twee (of meer) atomen kunnen reageren via een elektronenovergang en hierbij 2 ionen maken die de edelgasconfiguratie bezitten en die tot elkaar aangetrokken worden.

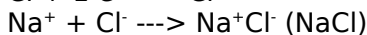
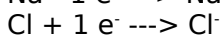
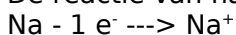
Typisch is de reactie tussen de elementen van groep I en II met de elementen uit groep VI en VII.

Doordat de atomen uit groep I en II dan +ionen vormen en de atomen uit groep VI en VII -ionen, zullen deze ionen elkaar aantrekken en een binding vormen.

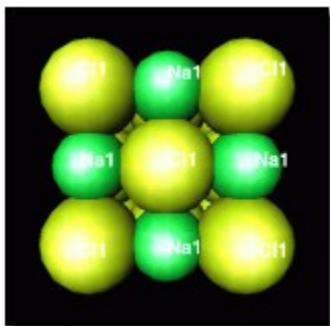
Dit is de ionbinding.

Voorbeeld:

De reactie van natrium met chloor met vorming van natriumchloride

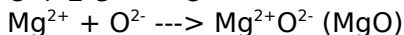
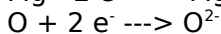
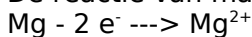


waarbij de 2 ionen elk de edelgasconfiguratie bezitten.



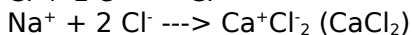
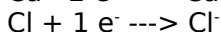
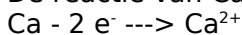
In het rooster van een NaCl-kristal is elke ionensoort omgeven door 6 ionen met tegengestelde lading.

De reactie van magnesium met zuurstof met vorming van magnesiumoxide



waarbij de 2 ionen elk de edelgasconfiguratie bezitten.

De reactie van Ca met chloor met vorming van calciumchloride



waarbij de 3 ionen elk de edelgasconfiguratie bezitten.

OPMERKINGEN:

NaCl is stabielere dan de geïsoleerde Na en Cl atomen.

Nochtans is de energie nodig om aan Na een e^- te onttrekken groter dan de vrijkomende energie van het verlies van een e^- bij Cl.

$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + 1 e^-$ (ionisatie-energie = 0,50 MJ/mol)

en voor Cl is de $W_a = -0,354$ MJ/mol

De som is $0,50 - 0,354$ MJ/mol = 0,146 MJ/mol

Hieruit zou je kunnen besluiten dat er voor deze reactie energie moet toegevoegd worden en dan zou NaCl minder stabiel zijn dan Na en Cl apart.

Maar het samenbrengen van + en - ionen levert ook energie, namelijk 0,68 MJ/mol.

De totale som van de energiestromen is dus $(0,5 - 0,354 - 0,68)$ MJ/mol = - 0,534 MJ/mol.

Dit wil dus zeggen dat bij het samenbrengen van Na en Cl een reactie zal volgen waarbij NaCl gevormd wordt en waarbij ook nog energie zal vrijkomen.

Ionverbindingen ontstaan tussen + ionen van metalen en - ionen van sterke niet-metalen of -ionen met meerdere atomen. Dit zijn polyatomische ionen zoals CO_3^{2-} , NO_3^{1-} , PO_4^{3-} , ...

Door de ionverbinding nemen de + en - ionen t.o.v. elkaar een vaste plaats in volgens een regelmatig patroon. Men noemt dit in een ionrooster. Dit ionrooster maakt dat alle stoffen met ionbindingen vaste stoffen zijn.

4. DE COVALENTE BINDING

4.1. De enkelvoudige covalente binding.

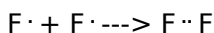
De tweede klasse van bindingen kan niet verklaard worden door een volledige overgang van e^- . Immers in het geval van moleculen als H_2 , O_2 of Cl_2 is er sprake van bindingen tussen identieke atomen.

Er is dus geen verschil in ionisatie-energie of in elektronenaffiniteit en er is dus geen energetische reden om deze binding te realiseren.

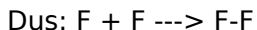
Nemen we het geval van fluor ($s^2 2s^2 2p^5$). De 5 elektronen in de 2p-orbitaal zijn $2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$

Er is dus 1 ongepaard elektron, namelijk $2p_z^1$, aanwezig.

Als we nu 2 F atomen nemen dan is er 2 maal een ongepaard elektron. Deze 2 elektronen worden gemeenschappelijk gebruikt en vormen zo een elektronenpaar.



In de Lewis voorstelling wordt een doublet voorgesteld door een streepje.



In deze F-F configuratie heeft ieder F atoom nu de edelgasconfiguratie.

De enkelvoudige covalente binding komt o.a. voor bij H-H, F-F, Cl-Cl, Br-Br, I-I, ...

4.2. De dubbele covalente binding.

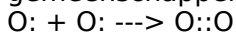
Nemen we nu uit de groep VI het zuurstofatoom.

O heeft volgende elektronenconfiguratie: $1s^2 2s^2 2p^4$

De 4 e^- in de 2p-orbitaal zijn $2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

Er zijn dus 2 niet-gepaarde elektronen.

Als we nu 2 O atomen nemen met telkens 2 ongepaarde e^- , dan kunnen deze gemeenschappelijk gebruikt worden en zo 2 doubletten vormen.



of de Lewis voorstelling: $\text{O} + \text{O} \text{---} \rightarrow \text{O}=\text{O}$

Doordat er een dubbele covalente binding gevormd is hebben de beide O atomen nu ook de edelgasconfiguratie.

4.3. De drievoudige covalente binding.

Het typevoorbeeld voor een 3-voudige covalente binding is N uit groep V. N heeft volgende elektronenconfiguratie: $1s^2 2s^2 2p^3$

De 4 e^- in de 2p-orbitaal zijn $2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Er zijn dus 3 niet-gepaarde elektronen.

Als we nu 2 N atomen nemen met telkens 3 ongepaarde e^- , dan kunnen deze gemeenschappelijk gebruikt worden en zo 3 doubletten vormen.

Doordat er een driedubbele covalente binding gevormd is hebben de beide N atomen nu ook de edelgasconfiguratie.

4.4. De viervoudige covalente binding.

Het typevoorbeeld voor een 4-voudige covalente binding is C uit groep IV.

C heeft de volgende elektronenconfiguratie: $1s^2 2s^2 2p^2$

Volgens deze configuratie zou C maar 2 ongepaarde e^- hebben namelijk de $2p^2$

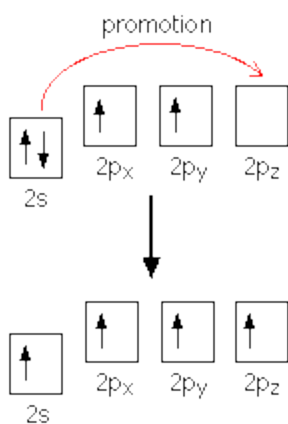
Dit is echter de configuratie in de **grondtoestand** van C.

Als we energie toevoeren dan wordt het doublet van $2s^2$ ontbonden en worden er 4 ongepaarde e^- gevormd.

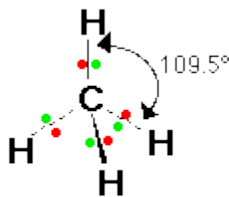
In deze zgn. **aangeslagen toestand** kan C nu wel 4 covalente bindingen vormen met bv. H met vorming van CH_4

OPMERKINGEN:

1. De orbitalen die een covalente binding aangaan veranderen enigszins van vorm. Immers als er een elektron van een s-orbitaal een covalente binding vormen met een of meer elektronen van een p-orbitaal dan behouden we niet die 2 verschillende orbitalen maar er worden 2 gelijke hybridisatie-orbitalen gevormd. Naargelang het aantal betrokken elektronen spreekt men dan van sp , sp^2 en sp^3 hybridisatie-orbitalen. Bvb: bij CH_4 hebben we 4 sp^3 orbitalen.



De "promotie" van een s-elektron tot p-elektron

De 4 sp^3 orbitalen van CH_4 

De ruimtelijke structuur van CH_4 is een **tetraëder**.

2. De soort binding tussen atomen wordt bepaald door de interactie van de valentie-elektronen en dus met de plaats in het Periodiek Systeem.

De neiging van een atoom om elektronen aan te trekken noemt men de elektronegativiteit (EN)

De metalen hebben dus een kleine EN-waarde en de halogenen hebben een grote EN-waarde.

Enkele EN-waarden:

H = 2,1

Li = 1,0 ; Na = 0,9 ; K = 0,8 ; Ca = 1,0 ; Zn = 1,6 ; Fe = 1,8 ; Al = 1,5

F = 4,0 ; Cl = 3,0 ; Br = 2,8 ; I = 2,5 ; O = 3,5 ; N = 3,0 ; C = 2,5

Uit de EN-waarden kunnen we enigszins afleiden welk type van binding we zullen hebben.

Voor een covalente binding moet het verschil tussen de EN-waarden van de 2 atomen klein zijn. In het ideaal geval is het verschil = 0 (bv. Cl-Cl) maar men spreekt nog over een covalente binding als $EN_1 - EN_2$ kleiner is dan 1,6

Als $EN_1 - EN_2$ groter is dan 1,6 heeft men een ionbinding.

Voorbeeld:

In NaCl is $EN_{Cl} = 3,0$ en de $EN_{Na} = 0,9$.

Het verschil = 2,1 en dus is dit een ionbinding.

In CH_4 is de $EN_C = 2,5$ en de $EN_H = 2,1$.

Het verschil is 0,4 en dus is dit een covalente binding.

5. DE OXIDATIETRAP (OT)

De OT is de lading die het atoom in een verbinding krijgt wanneer de verschuiving van de elektronen volledig zou zijn.

De OT wordt weergegeven door een Romeins cijfer en + of - (naargelang er een elektron afgegeven of opgenomen is).

Voorbeeld: NaCl en Cl_2

In NaCl is de OT van Na = +I en de OT van Cl = -I.

In Cl_2 is de OT van Cl = 0 omdat hier geen verschuiving van e^- plaatsvindt.

De OT is een zeer belangrijk gegeven omdat dit het opstellen van molecuulformules vereenvoudigt. In een molecule moet de som van de oxidatietrappen = 0 zijn.

Voorbeeld:

De OT van Ca(+II) is en van O (-II) dus de formule van hun reactieproduct = CaO.

De molecule met Al(+III) en O(-II) heeft als formule Al_2O_3 . We weten immers dat met 2 x (+III) van Al en 3 x (-II) van O de som = 0.

Hoofdstuk 3: Zuren, basen en zouten

1. INLEIDING

Gedurende de geschiedenis van de scheikunde is er gepoogd om op allerlei manieren een classificatie van de verbindingen op te stellen.

Hiervoor gaat men uit van overeenkomsten in chemisch gedrag en hieruit distilleert men dan een fundamentele algemene regel, die de basis vormt voor het begrijpen van de fenomenen.

In dit hoofdstuk gaan we verder in op de verbindingen die gekend zijn als **ZUREN** en **BASEN**.

In de loop der tijden zijn er door chemici verschillende operationele definities voor zuren en basen voorgesteld. Al deze definities zijn nuttig gebleken en elke definitie heeft zijn voordelen. Het grootste verschil is hierin gelegen dat de meest recente definities een ruimer kader creëren en zo meer verbindingen in de classificatie omvatten.

2. DE VROEGSTE CONCEPTEN

Boyle definieerde in 1860 zuren als verbindingen die bepaalde kleurstoffen van blauw naar rood lieten verkleuren en die deze eigenschap verloren na contact met alkali. (de term 'alkali' voor 'basisch' komt uit het Arabisch en betekent : as van planten.)

Later definieerde men zuren als stoffen die een zure smaak hebben en bij contact met kalksteen koolzuurgas vrijmaken.

In 1787 stelde Lavoisier dan weer voor om zuren te definiëren als stoffen die zuurstof bevatten.

Maar in 1810 toonde Davy aan dat HCl enkel waterstof en chloor bevatte en zijn werk leidde tot de opvatting dat zuren eerder moeten gezien worden als stoffen die waterstof bevatten i.p.v. zuurstof.

3. ZUREN EN BASEN VOLGENS ARRHENIUS

Arrhenius onderzocht het gedrag van opgeloste stoffen en hun geleidbaarheid. Hij stelde dat oplossingen elektrisch geleidend zijn als de opgeloste stoffen ontbonden zijn in positieve en negatieve ionen.

Zijn indeling van zuren en basen is gebaseerd op de ionen die gevormd worden als stoffen in water oplossen.

Volgens Arrhenius is een stof die waterstofionen (H^+ , protonen) produceert in waterige oplossing een zuur.

Een base is een stof die hydroxyl-ionen produceert (OH^-).

Het proton is verantwoordelijk voor de zure eigenschappen van zuren en de hydroxyl-ionen voor de basische eigenschappen van basen.

Bijvoorbeeld:

In water opgelost splitst de HCl molecule en vormt 2 ionen: H^+ en Cl^- .

Aangezien er H^+ ionen gevormd worden is HCl een zuur.

Analoog voor NaOH: hier worden de ionen Na^+ en OH^- gevormd.

Aangezien er hydroxyl-ionen gevormd worden is NaOH een base.

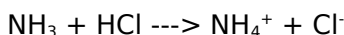
4. ZUREN EN BASEN VOLGENS BRÖNSTEDT

Een van de problemen met de definitie van zuren en basen volgens Arrhenius is dat voor basische eigenschappen de aanwezigheid van hydroxyl-ionen vereist is. Maar er zijn heel wat verbindingen die zuren neutraliseren en geen hydroxyl-ionen bevatten. De meest bekende stof is wel ammoniak (NH_3).

Daarom stelde Brönstedt in 1923 voor om zuren en basen als volgt te definiëren:

**Een zuur is een verbinding die protonen kan afgeven.
Een base is een verbinding die protonen kan opnemen.**

Voorbeeld:



Hierbij neemt NH_3 een proton op en is dus een base, terwijl HCl een proton afgeeft en dus een zuur is.

Evenzo is NH_4^+ dus een zuur en Cl^- een base.

5. ZUREN EN BASEN VOLGENS LEWIS

De meest uitgebreide definitie van zuur en base is deze van Lewis.

Volgens Lewis is een base een stof die een ongepaard elektronenpaar heeft en die dit elektronepaar kan gebruiken om een covalente binding te vormen met een atoom, molecule of ion.

Een zuur is dan een stof die een ongepaard elektronenpaar kan opnemen van een base.

Ten opzichte van Brönstedt geeft de Lewis definitie weinig verschil wat de basen betreft, maar wel wat betreft de zuren, die heel wat uitgebreider worden.

Een voorbeeld:

BF_3 is volgens Brönstedts definitie geen zuur, maar wel volgens Lewis.

Bij de reactie $\text{BF}_3 + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{BF}_3\text{-NH}_3$ geeft NH_3 zijn ongepaard elektronenpaar en BF_3 neemt dit aan met de vorming van een covalente binding.

OPMERKING:

Toch wordt in de meeste gevallen het zuur-base model van Brönstedt gebruikt vanwege zijn eenvoud. Het model van Lewis wordt dan gebruikt als het echt noodzakelijk is.

6. NAAMGEVING VAN ZUREN EN BASEN

6.1. Binaire zuren

Bij binaire zuren bestaat de zuurrest uit een niet-metaal. Onder normale omstandigheden van druk en temperatuur komen ze meestal voor als gas of in het geval van HF als zeer vluchtige vloeistof.

Naam van een binair zuur = **waterstof + naam van het niet-metaal + -ide**

Voorbeelden:

HF wordt waterstoffluoride

HCl wordt waterstofchloride (gebruikelijke naam voor waterige oplossing van HCl: zoutzuur)

HBr wordt waterstofbromide

HI wordt waterstofjodide

H₂S wordt diwaterstofsulfide

HCN wordt waterstofcyanide (gebruikersnaam = blauwzuur)

HCN is geen zuiver binair zuur aangezien de zuurrest normaliter uit één niet-metaal bestaat. Daarom wordt HCN ook vaak een pseudobinair zuur genoemd.

6.2. Ternaire zuren of Oxo-zuren

Deze zuren bestaan uit waterstof en een zuurrest die naast het niet-metaal één of meerdere zuurstofatomen bevat. Onder normale omstandigheden van druk en temperatuur komen ze meestal voor als een vloeistof of als een laagsmeltende vaste stof (bijvoorbeeld fosforzuur). Het is echter ook mogelijk dat zij niet in zuivere toestand te isoleren zijn en alleen in opgeloste vorm voorkomen.

Naam oxo-zuur: **waterstof + niet-metaal + -aat**
of

Naam oxo-zuur: **naam van niet-metaal + zuur**

Voorbeelden :

Koolstof (Carbon) vormt H₂CO₃

De naam wordt diwaterstofcarbonaat of koolzuur

Met halogenen (Chloor, Fluor, Broom en Jood) kunnen meerdere oxo-zuren gevormd worden.

Chloor vormt zo HClO, HClO₂, HClO₃ en HClO₄. De oxidatiegetallen van Cl in deze verbindingen zijn +1, +3, +5 en +7 en de naamgeving weerspiegelt deze verschillen.

HClO₃ (Ox=+5) is (om historische redenen) het *standaard*-zuur waterstofchloraat of chloorzuur

De 'substandaard' uitgangen -ig voor het zuur en -iet voor het zout duiden aan dat het oxidatiegetal twee lager is dan bij het standaardzuur:

HClO₂ (Ox= +3: één zuurstof minder) is waterstofchloriet of chlorigzuur;

De voorvoegsels per- en hypo- (of onder-) duiden respectievelijk een oxidatiegetal boven de standaard en onder de substandaard aan:

HClO_4 (Ox= +7: één zuurstof meer dan standaard) is waterstof**per**chloraat of **per**chlorzuur;
 HClO (Ox=+1: een zuurstof minder dan standaard) is waterstof**hypo**chloriet of **hypo**chlorigzuur.
 Bij andere centrale atomen is het aantal oxidatietrappen vaak niet zo uitgebreid en de naamgeving is ook niet volledig regelmatig te noemen.

Chemische taal is net als alle taal onderhevig aan historische eigenaardigheden. Vaak is er wel een standaard en een substandaard te onderkennen.

De hoogste oxidatietoestand is vaak de standaard maar zeker niet altijd !!

HNO_3 is salpeterzuur of waterstofnitraat (Ox= +5)
 HNO_2 (één zuurstof minder) is salpeter*ig*zuur of waterstofnitriet (Ox=+3)

H_3PO_4 is fosforzuur of waterstoffosfaat
 H_3PO_3 (één zuurstof minder) is fosfor*ig*zuur of waterstoffosfiet

Ook op overgangsmetalen met hoge oxidatiegetallen wordt deze terminologie toegepast, bijvoorbeeld:

MnO_4^- : (Ox=+7) *per*manganaat
 MnO_4^{2-} : (Ox=+6) manganaat
 Er zijn ook mangan*iet*en zoals CaMnO_3 met Ox=+4.

6.3. Andere ternaire zuren

Zuurstof is niet het enige sterk elektronegatieve element dat aanleiding geeft tot de vorming van ternaire zouten. Ook fluor, chloor, broom, zwavel, seleen enz. kunnen deze rol vervullen.

Zo geeft HF samen met UF_6 het sterke zuur HUF_7 , heptafluoro-uraanzuur en zijn zouten de heptafluoro-uranaten.

HCl met AuCl_3 geeft HAuCl_4 en zijn zouten de chloroauraten.

De benaming is vergelijkbaar met die van de oxozuren, waarbij het atoom dat de rol van zuurstof speelt aangegeven wordt door een voorvoegsel fluoro-, chloro- enz.

Voor zwavel is er een eigen voorvoegsel: thio-.

Een fosfaat met zwavel in plaats van zuurstof zoals $\text{Pd}_3(\text{PS}_4)_2$ heet dus palladium*thio*fosfaat.

Opmerking : *sommige van de meer 'exotische' zuurresten komen alleen voor als zouten en het is soms niet mogelijk om het zuur zelf te isoleren.*

6.4. Basen

Naamgeving van de metaalhydroxiden: **naam van het metaal + hydroxide.**

Voorbeelden hiervan zijn:

NaOH = natriumhydroxide
een oplossing van natriumhydroxide in water wordt natronloog genoemd

KOH = kaliumhydroxide
een oplossing van kaliumhydroxide in water wordt kaliloog genoemd

Ba(OH)₂ = bariumhydroxide
een oplossing van bariumhydroxide in water wordt barietwater genoemd

Ca(OH)₂ = calciumhydroxide
een oplossing van calciumhydroxide in water wordt kalkwater genoemd

7. NAAMGEVING VAN ZOUTEN

7.1. Wat is een zout?

Zouten zijn stoffen die bestaan uit metaalatomen en niet-metaalatomen.
 Zouten zijn opgebouwd uit positieve en negatieve ionen.
 De metaalatomen leveren altijd de positieve ionen.
 De niet-metaalatomen leveren altijd de negatieve ionen.

7.2. Naamgeving van zouten

De naam van een zout krijg je door de namen van het positieve en het negatieve ion achter elkaar te plaatsen.

Voorbeelden

- Na_2CO_3 : natriumcarbonaat
- NH_4Cl : ammoniumchloride
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$: ijzer(III)nitraat
- $\text{Pb}(\text{OH})_2$: lood(II)hydroxide

7.3. Formules

Hierboven hebben we al gezien hoe je de samenstelling van een zout kunt aangeven, namelijk door middel van een zogenaamde verhoudingsformule.
 In een zout zijn de positieve en negatieve ionen in een zodanige verhouding aanwezig, dat de stof als geheel neutraal van lading is.

Voorbeelden

Een zout bevat Na^+ -ionen en Br^- -ionen. Om evenveel pluslading als minlading te krijgen moet de verhouding tussen de ionen 1:1 zijn. De verhoudingsformule wordt dus NaBr .

Een zout bevat Ca^{2+} -ionen en Cl^- -ionen. Om evenveel pluslading als minlading te krijgen moet de verhouding tussen de ionen 1:2 zijn. De verhoudingsformule wordt dus CaCl_2 .

Een zout bevat Ba^{2+} -ionen en NO_3^- -ionen. Om evenveel pluslading als minlading te krijgen moet de verhouding tussen de ionen 1:2 zijn. De verhoudingsformule wordt dus $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Let op de haakjes die om het nitraation staan.

Een zout bevat Al^{3+} -ionen en SO_4^{2-} -ionen. Om evenveel pluslading als minlading te krijgen moet de verhouding tussen de ionen 2:3 zijn. De verhoudingsformule wordt dus $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

8. NAAMGEVING VAN OXIDEN

8.1. Oxiden

worden gewoonlijk aangegeven door 'oxide' dat voorafgegaan wordt door mono- , di-, tri- , of tetr- om aan te geven dat er respectievelijk 1, 2, 3 of 4 zuurstofatomen bij betrokken zijn.

Twee andere vormen van oxides zijn peroxide [O_2^{2-}] en superoxide [O_2^-]. In deze laatste vormen heeft zuurstof een hogere oxidatietrap dan in gewone oxiden.

8.2. Types van oxiden

Oxiden van de meer elektropositieve elementen (groepen I en II van de table van Mendeleev) zijn basisch en ze worden basische anhydriden genoemd.

Voorbeeld : Natrium vormt met zuurstof natriumoxide (Na_2O) en als we dit in water brengen bekommen we NaOH (= een sterke base).

Oxiden van de elektropositieve elementen (rechterkant van de tabel) zijn zuur. Ze worden daarom zure anhydriden genoemd en in water opgelost vormen ze oxozuren.

Voorbeeld : zwavel vormt bij verbranding SO_3 of zwaveltrioxide. In water opgelost krijgen we H_2SO_4 = diwaterstofsulfaat (= zwavelzuur).

Sommige oxiden kunnen naargelang de omstandigheden zowel basisch als zuur reageren. Deze noemen we **amfotere oxiden**. Een voorbeeld hiervan is aluminiumoxide Al_2O_3

Opmerking : Sommige oxiden uit de middengroep reageren neutraal en tonen geen zure of basische eigenschappen.

Hoofdstuk 4: CHEMISCH EVENWICHT

1. DE STERKTE VAN ZUREN EN BASEN

Als HCl in water opgelost wordt dan bekomen we een oplossing die bijna geen enkele covalente HCl meer bevat. In de reactievergelijking $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ is het evenwicht volledig naar rechts verschoven. We kunnen hieruit besluiten dat HCl veel gemakkelijker een proton afstoot dan H_3O^+ . We zeggen dat HCl een sterker zuur is dan H_3O^+

Evenzo is H_2O eerder geneigd om een proton op te nemen dan Cl^- . We zeggen dat H_2O een sterkere base is dan Cl^-

Uit het evenwicht in de reactievergelijking kunnen we het volgend verband afleiden dat tussen zuren en basen enerzijds en hun afgeleide geconjugeerde basen en zuren anderszijds:

Hoe sterker het zuur, hoe zwakker zijn afgeleide base (en vice versa)

De sterkte van een zuur wordt bepaald door zijn dissociatie.
In de reactie: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$

is de evenwichtsconstante $K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{A}^-]}{[\text{HA}].[\text{H}_2\text{O}]}$

De concentratie van water is zeer groot t.o.v. de andere componenten in de vergelijking.

Daarom wordt de $[\text{H}_2\text{O}]$ bij de evenwichtsconstante gevoegd en bekomen we een andere constante:

de ZUUR DISSOCIATIE CONSTATE $K_{z \text{ en }} K_z = K.[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

Bijvoorbeeld:

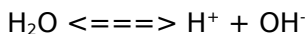
voor $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$ is $K_z = 6,7 \times 10^{-4}$

voor $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$ is $K_z = 4,5 \times 10^{-4}$

Dus is HF een sterker zuur dan HNO_2

2. DE ZUURTEGRAAD : WATER EN DE PH-SCHAAL

Zelfs zuiver water geleidt in zeer kleine mate elektrische stroom en dus wijst dit op de aanwezigheid van geladen deeltjes.



De evenwichtsconstante (bij 20°C) is $K_c = \frac{[\text{H}^+].[\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 2.10^{-16}$ (1)

Aangezien K_c zeer klein is betekent dit dat $[\text{H}_2\text{O}]$ zeer groot is.

We beschouwen daarom $[\text{H}_2\text{O}]$ als constant en (1) wordt dan: $K_w = K_c.[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+].[\text{OH}^-]$

$K_w = [\text{H}^+].[\text{OH}^-]$ en is ongeveer $= 1.10^{-14}$

Voor elke waterige oplossing geldt: $[\text{H}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$

en voor zuiver water is $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$

Om het gebruik van deze exponentiële getallen te vermijden maakt men gebruik van logaritmes.

Men gebruikt daarom de negatieve logaritme van de concentratie (notatie = p).

Zo is $\text{pH} =$ de negatieve logaritme van de H^+ concentratie (in mol/liter) of:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Evenzo geldt dus dat $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

Uit de dissociatieconstante voor water

$$K_w = [\text{H}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

volgt dus

$$-\log\{[H^+].[OH^-]\} = -\log(10^{-14})$$

$$-\log [H^+] -\log[OH^-] = -\log(10^{-14})$$

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

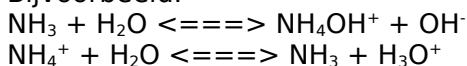
3. pK_z en pK_b

K_z is de evenwichtsconstante voor de dissociatie van een zuur dat maar gedeeltelijk dissocieert en K_b is de evenwichtsconstante voor de dissociatie van een base die maar gedeeltelijk dissocieert.

Volgens Brönstedt geeft een zuur door dissociatie een geconjugeerde base.

Dit betekent dat de evenwichtsreactie naar de ene kant gekenmerkt wordt door een K_z en de omgekeerde reactie geeft een K_b

Bijvoorbeeld:



Voor de eerste reactie is $K_b = [NH_4^+]x[OH^-]/[NH_3]$

De tweede reactie geeft $K_z = [NH_3]x[H_3O^+]/[NH_4OH^+]$

Hieruit volgt dat $K_z \times K_b = [NH_3]x[H_3O^+]/[NH_4OH^+] \times [NH_4OH^+]x[OH^-]/[NH_3]$

of $K_z \times K_b = [H_3O^+] \times [OH^-]$

en dus $K_z \times K_b = [H^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$

$$\mathbf{pK_z + pK_b = 14}$$

OPMERKING:

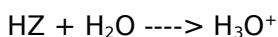
Hoe kleiner de pK_b hoe sterker het zuur.

Hoe kleiner de pK_z hoe sterker de base.

4. BEREKENEN VAN DE pH

4.1. Sterke zuren

Sterke zuren dissociëren volledig en dus mogen we stellen dat de concentratie H^+ ionen gelijk is aan de zuurconcentratie C_z (in mol/l)



$$\mathbf{pH = -\log [H^+] = -\log C_z}$$

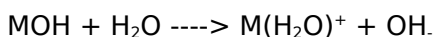
Bijvoorbeeld:

Bereken de pH van een 0,2M HCl-oplossing

$$pH = -\log 0,2 = 0,70$$

4.2. Sterke basen

Sterke basen dissociëren volledig en dus mogen we stellen dat de concentratie OH^- ionen gelijk is aan de baseconcentratie C_b (in mol/l)



$$pOH = -\log [OH^-] = -\log C_b$$

en aangezien $pH + pOH = 14$

$$\mathbf{pH = 14 + \log C_b}$$

Bijvoorbeeld:

Bereken de pH van een 0,2M NaOH-oplossing
 $\text{pH} = 14 + \log 0,2 = 14 - 0,70 = 13,3$

4.3. Zwakke zuren

Voor een zwak zuur geldt $\text{HZ} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Z}^-$
 of vereenvoudigd : $\text{HZ} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Z}^-$

Voor deze evenwichtsreactie geldt: $K_z = [\text{H}^+][\text{Z}^-]/[\text{HZ}]$

Aangezien $[\text{HZ}] = C_z$ en $[\text{H}^+] = [\text{Z}^-]$ hebben we

$$\begin{aligned} K_z \times C_z &= [\text{H}^+]^2 \\ 2 \log [\text{H}^+] &= \log K_z + \log C_z \\ - \log [\text{H}^+] &= -1/2 (\log K_z + \log C_z) \\ - \log [\text{H}^+] &= 1/2 (-\log K_z - \log C_z) \end{aligned}$$

en dus

$$\text{pH} = 1/2 (\text{p}K_z - \log C_z)$$

Bijvoorbeeld:

Bereken de pH van 0,2M azijnzuur.

De $\text{p}K_z$ van azijnzuur = 4,75

$$\text{pH} = 1/2(4,75 - \log 0,2) = 1/2(4,75 + 0,7) = 2,72$$

4.4. Zwakke basen

Voor een zwakke base geldt $\text{MOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{M}(\text{H}_2\text{O})^+ + \text{OH}^-$
 of vereenvoudigd : $\text{MOH} \rightleftharpoons \text{M}^+ + \text{OH}^-$

Voor deze evenwichtsreactie geldt: $K_b = [\text{M}^+][\text{OH}^-]/[\text{MOH}]$

Aangezien $[\text{MOH}] = C_b$ en $[\text{M}^+] = [\text{OH}^-]$ hebben we

$$\begin{aligned} K_b \times C_b &= [\text{OH}^-]^2 \\ 2 \log [\text{OH}^-] &= \log K_b + \log C_b \\ - \log [\text{OH}^-] &= -1/2 (\log K_b + \log C_b) \\ - \log [\text{OH}^-] &= 1/2 (-\log K_b - \log C_b) \\ \text{pOH} &= 1/2 (\text{p}K_b - \log C_b) \end{aligned}$$

En vermits $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

en $\text{p}K_z + \text{p}K_b = 14$

wordt dit

$$14 - \text{pH} = 1/2(14 - \text{p}K_z - \log C_b)$$

$$\text{pH} = 7 + 1/2 \text{p}K_z - 1/2 \log C_b$$

Bijvoorbeeld:

Bereken de pH van 0,2M NH_3 .

De $\text{p}K_z$ van azijnzuur = 9,25

$$\text{pH} = 7 + 9,25/2 + \log 0,2 = 7 + 4,62 - 0,7 = 10,92$$

4.5. pH van waterige oplossingen van zouten

Veel zouten zijn in water oplosbaar en splitsen dan volledig in ionen.

We kunnen 4 soorten zouten onderscheiden:

Zout afgeleid van sterk zuur + sterke base

Zout afgeleid van sterk zuur + zwakke base

Zout afgeleid van zwak zuur + sterke base

Zout afgeleid van zwak zuur + zwakke base

4.5.1. Zouten afgeleid van sterk zuur + sterke base

Bijvoorbeeld: NaCl is afgeleid van NaOH, een sterke base en HCl, een sterk zuur.

Waterige oplossingen van deze zouten reageren **NEUTRAAL**.

$$\text{pH} = 7$$

4.5.2. Zouten afgeleid van sterk zuur + zwakke base

Bijvoorbeeld: NH_4Cl is afgeleid van NH_4OH , een zwakke base en HCl, een sterk zuur.

Waterige oplossingen van deze zouten reageren ZUUR.

De pH wordt berekend met de formule:

$$\text{pH} = 7 - 1/2 \text{pK}_b - 1/2 \log C_{\text{zout}}$$

4.5.3. Zouten afgeleid van zwak zuur + sterke base

Bijvoorbeeld: NaCN is afgeleid van NaOH, een sterke base en HCN, een zwak zuur.

Waterige oplossingen van deze zouten reageren BASISCH.

De pH wordt berekend met de formule:

$$\text{pH} = 7 + 1/2 \text{pK}_z + 1/2 \log C_{\text{zout}}$$

4.5.4. Zouten afgeleid van zwak zuur + zwakke base

Bijvoorbeeld: NH_4CN is afgeleid van NH_4OH , een zwakke base en HCN, een zwak zuur.

De pH wordt berekend met de formule:

$$\text{pH} = 7 + 1/2 \text{pK}_z - 1/2 \text{pK}_b$$

4.6. Buffermengsels

Een buffermengsel is een oplossing waarvan de pH slechts weinig verandert door toevoeging van kleine hoeveelheden zuren of basen.

We kunnen 5 soorten buffers onderscheiden:

- 1) Zwak zuur + het zout ervan
Bv: CH_3COOH / CH_3COONa (azijnzuur + Na-acetaat)
- 2) Zwakke base + het zout ervan
Bv: NH_4OH / NH_4Cl
- 3) Zwak meerwaardig zuur + waterstofzout
Bv: H_2CO_3 / NaHCO_3
- 4) Mengsel van waterstofzouten
Bv: NaH_2PO_4 / Na_2HPO_4
- 5) Waterstofzout + zout zonder H
Bv: NaHCO_3 / Na_2CO_3

Nemen we het voorbeeld van azijnzuur + Na-acetaat dan zien we dat in de oplossing twee grote reserves bestaan, namelijk niet-geïoniseerd azijnzuur dat in staat is om toegevoegde base te neutraliseren acetaationen die in staat zijn om de H^+ -ionen van toegevoegd zuur op te nemen

Een buffer bestaat dus uit een zuur en zijn geconjugeerde base (of een base en zijn geconjugeerd zuur)

De pH wordt berekend met de formule:

$$\text{pH} = \text{pK}_z + \log \frac{C_b}{C_z}$$

Uit deze formule leiden we af dat:

1. de pH onafhankelijk is van de verdunning want C_z/C_b blijft gelijk bij verdunnen
2. de pH niet verandert door toevoeging van kleine hoeveelheden zuur of base, want doordat er een overmaat base en geconjugeerd zuur (of zuur en geconjugeerde base) is kan men de C_b/C_z als constant beschouwen

VOORBEELD:

Bereken de pH van een buffer bestaande uit 100ml 0,1M azijnzuur en 100ml 0,1M Na-acetaat

Bereken dan de pH na toevoegen van 5ml 0,1M HCl

1. pH van de buffer:

$$\text{pH} = \text{pK}_z + \log C_b/C_z$$

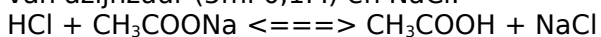
$$\text{pH} = 4,74 + \log((100 \times 0,1/200)/(100 \times 0,1/200))$$

$$\text{pH} = 4,74 + \log 1$$

$$\text{pH} = 4,74$$

2. pH na toevoegen van 5ml 0,1M HCl

5 ml 0,1M HCl reageert met de aanwezige base Na-acetaat (5ml 0,1M) met vorming van azijnzuur (5ml 0,1M) en NaCl.



In de buffer zijn hierna dus aanwezig: 95 ml Na-acetaat en 105 ml azijnzuur en in totaal 205 ml oplossing

$$\text{pH} = \text{pK}_z + \log C_b/C_z$$

$$\text{pH} = 4,74 + \log((95 \times 0,1/205)/(105 \times 0,1/205))$$

$$\text{pH} = 4,74 + \log (95/105)$$

$$\text{pH} = 4,70$$

Hoofdstuk 5: KWANTITATIEVE ASPECTEN VAN CHEMISCHE REACTIES

1. BELANGRIJKE BEGRIPPEN

1.1. Relatieve Atoommassa (A_r)

A_r = een onbenoemd getal dat de verhouding weergeeft van de atoommassa van het atoom tot de atoommassa-eenheid.

De atoommassa-eenheid is arbitrair gekozen en is nu gelijkgesteld aan 1/12de van de massa van het koolstof-12 isotoop en is gelijk aan $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg.

Bv. Wat is de A_r van Koolstof?
Koolstof heeft een atoommassa = $19,94 \cdot 10^{-27}$ kg

$$A_r(\text{C}) = (19,94 \cdot 10^{-27} \text{ kg} / 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}) = 12,01.$$

1.2. Relatieve Molecuulmassa (M_r)

M_r = een onbenoemd getal dat de verhouding weergeeft van de molecuulmassa tot de atoommassa-eenheid.

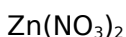
PRAKTISCH wordt de M_r berekend door de som te maken van de Relatieve Atoommassa's.

Bv: bereken de molecuulmassa van volgende moleculen:



Rel. Atoommassa van H=1 en van O=16.

$$\text{Dus: } M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18$$



Rel. Atoommassa van Zn=65,38 en van N=14 en van O= 16.

$$\text{Dus } M_r(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 65,38 + 2 \times 14 + 6 \times 16 = 189,38$$

1.3. Mol

Avogadro heeft bewezen dat als we een hoeveelheid stof nemen die overeenkomt met de A_r of de M_r er in deze hoeveelheid stof altijd juist $6,022 \times 10^{23}$ atomen, resp. moleculen, zullen bevinden. Men noemt dit daarom **het getal van Avogadro (N_A)**

1 mol = de hoeveelheid van een stof die $6,022 \cdot 10^{23}$ deeltjes (atomen, moleculen, ionen) bevat.

De molaire massa (M) is zoveel gram van een stof als aangegeven wordt door de M_r .

Dus is

$$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 189,38 \text{ g/mol}$$

Het molair volume (V_m) van een gas = het volume dat overeenkomt met 1 mol van een gas.

Onder zgn. 'normale' omstandigheden van druk en temperatuur dus bij 1013 hPa en 273°K (= 1 atm druk en 20°C) is het **molair volume = 22,4 liter**.

Uitgewerkte oefeningen:

Voorbeeld 1: Bereken het aantal mol zwavelzuur in 196 gram H_2SO_4 .

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98$$

Dus 196 gram bevat $196 \text{ g} : 98 \text{ g/mol} = 2 \text{ mol}$ zwavelzuur.

Voorbeeld 2: Bereken het aantal mol, aantal moleculen en aantal atomen in 2,1 g N_2 gas.

$$A_r(\text{N}) = 14 \text{ en dus is } M_r(\text{N}_2) = 28.$$

Dus aantal mol in 2,1 g stikstof = $2,1/28 = 0,075 \text{ mol } \text{N}_2$

Het aantal moleculen $\text{N}_2 = 0,075 \times 6,022 \cdot 10^{23} = 4,52 \cdot 10^{22}$ moleculen.

Het aantal atomen = $2 \times \text{aantal moleculen} = 2 \times 4,52 \cdot 10^{22} = 9,04 \cdot 10^{22}$ atomen.

1.4. Molariteit of molaire concentratie (c)

De molariteit = het aantal mol opgeloste stof per liter oplossing

Voorbeeld:

In een flesje van 250 ml wordt 20g NaOH gebracht. Het flesje wordt dan gevuld met water en de NaOH lost op.

Wat is de concentratie van deze oplossing?

Eerst bepalen we de M_r van NaOH:

Atoommassa van Na = 23, O = 16, H = 1 en dus is $M_r(\text{NaOH}) = 40$.

20 g NaOH is dus $20/40 \text{ mol NaOH} = 0,5 \text{ mol NaOH}$.

We hebben dus 0,5 mol NaOH in 250 ml water en dus per liter water $4 \times 0,5 = 2 \text{ mol NaOH}$.

De bekomen oplossing heeft dus een concentratie van 2 molair of 2M NaOH.

1.5. Concentraties anders uitgedrukt

De concentratie van een stof uitdrukken in molariteit (mol/liter) is maar één van de vele manieren waarop we een concentratie uitdrukken.

Molariteit is wel de meest gebruikte uitdrukking van concentratie in de scheikunde omdat dit in belangrijke mate de stoechiometrische berekeningen vereenvoudigt (zie 2.2)

Andere uitdrukkingen van concentratie zijn:

Aantal g opgeloste stof per 100 g oplossing noemt men **massaprocent (m%)**

Aantal ml opgeloste stof per 100 ml oplossing noemt men **volumeprocent (V%)**

Aantal g opgeloste stof per 100 ml oplossing noemt men **procent (%)**

Aantal g opgeloste stof per 1000 ml oplossing noemt men **promille (‰)**

Aantal deeltjes per miljoen (= parts per million) noemt men **ppm**

Aantal deeltjes per miljard (= parts per billion) noemt men **ppb**

Men kan ook de massa per volume-eenheid weergeven bv. gram/liter, gram/cm³,...

Dit wordt de **dichtheid** van een oplossing genoemd.

Enkele voorbeelden:

Bij de alcoholcontrole wordt de concentratie alcohol in bloed uitgedrukt in promille, dus als het aantal gram alcohol per liter bloed.

De concentratie van CO_2 in de uitlaatgassen wordt uitgedrukt in % (volumeprocenten)

De luchtvervuiling door dioxines wordt weergegeven in ppb

1.6. Verdunningen

De molaire concentratie = aantal mol/volume
of $c = n/V$ en dus ook $n = c.V$

Bij het toevoegen van water aan een oplossing blijft het aantal mol gelijk, maar de concentratie en het volume veranderen.

Voor het verdunnen heeft men dus $n = c_1.V_1$

Na het verdunnen heeft men $n = c_2.V_2$

En aangezien n gelijk blijft is $c_1.V_1 = c_2.V_2$

Voorbeeld:

We hadden in ons vorig voorbeeld 250 ml 2M NaOH oplossing.

Wat wordt de molariteit als we aanlengen tot 750 ml?

$V_1 = 250$ ml en $c_1 = 2$ M

$V_2 = 750$ ml en $c_2 = ?$

We weten dat: $c_1.V_1 = c_2.V_2$

en dus 250 ml \times 2M = 750 ml \times c_2

Daaruit berekenen we dat $c_2 = 250$ ml \times 2M / 750 ml = $2/3$ M (=0,6666 M)

2. STOECHIMETRISCHE BEREKENINGEN

2.1. Wat is "stoechiometrie"?

Het woord stoechiometrie is afgeleid van de Griekse woorden 'stoecheion' wat 'element' betekent en van 'metron' wat 'meten' betekent.

Benjamin Richter gaf volgende definitie in 1892:

"Die Stöchyometrie ist die Wissenschaft die quantitativen oder Massenverhältnisse zu messen in welchen die chymische Elemente gegen einander stehen"

Stoechiometrie gaat dus over de berekeningen van de massa's (soms van de volumes) van de reagerende stoffen en van de eindproducten in een chemische reactie.

2.2. Een typisch stoechiometrisch probleem:

Gegeven is de reactievergelijking $2A + 2B \rightarrow 3C$

Als we nu 20 gram van reagens A hebben en overschot aan reagens B, hoeveel gram C wordt er dan gevormd ?

Werkwijze voor de oplossing:

Verzeker u ervan dat de chemische reactievergelijking juist is opgesteld

Zet de massa's van de reactieproducten om in mol, gebruik makend van de relatieve molecuulmassa

Doe de berekeningen in mol

Doe weer de omrekening van mol naar de gevraagde eenheden

2.2. Uitgewerkte voorbeelden:

In de hoogoven reageert ijzeroxide met koolstof om aldus ijzer en koolstofmonoxide te vormen volgens de reactie $Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO$

Hoeveel ijzer zal er gevormd worden uitgaande van 31,94 gram ijzeroxide?

Oplossing:

De reactievergelijking leert dat we 1 mol Fe_2O_3 reageert met 3 mol C en uiteindelijk 2 mol Fe levert.

$$M_r(Fe_2O_3) = 2(55,85) + 3(16) = 159,70$$

$$\text{Aantal mol } Fe_2O_3 = 31,94/159,70 = 0,2 \text{ mol.}$$

Dus zal er $2 \times 0,2$ mol Fe of 0,4 mol Fe geproduceerd worden.

$$A_r(Fe) = 55,85$$

$$\text{Er wordt dus } 0,4 \times 55,85 \text{ g Fe gevormd} = 22,34 \text{ g Fe.}$$

Hoeveel liter zuurstof wordt er gevormd (bij normale omstandigheden van druk en temperatuur) als 340 g waterstofperoxide ontbindt?

Oplossing:

De reactievergelijking: $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$

Dus 2 mol H_2O_2 levert 1 mol O_2

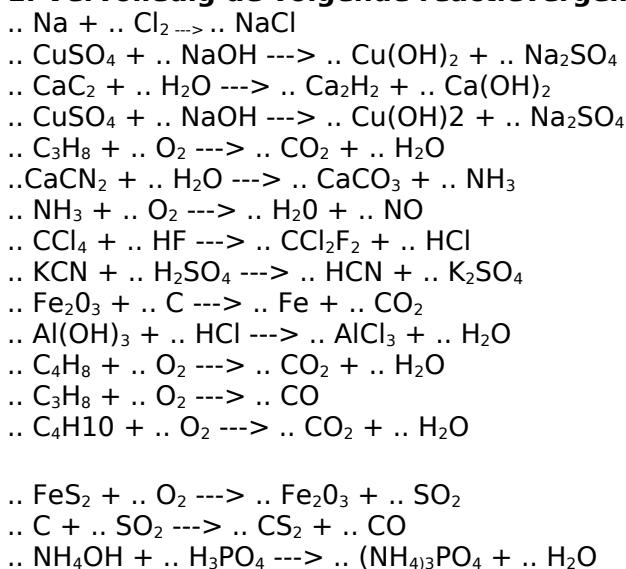
$$M_r(H_2O_2) = 2(1) + 2(16) = 34$$

$$\text{Dus } 340 \text{ g } H_2O_2 = 10 \text{ mol}$$

Bijgevolg wordt er $10/2 = 5$ mol O_2 gevormd.

Aangezien 1 mol gas onder normale omstandigheden = 22,4 l wordt er dus

$$5 \times 22,4 \text{ l} = 112 \text{ l } O_2 \text{ gevormd.}$$

OEFENINGEN**1. Vervolledig de volgende reactievergelijkingen:****2. Geef van de volgende elementen de elektronenconfiguratie.**

Bepaal aan de hand van de configuratie in welke groep en in welke periode het element thuishoort.

Magnesium (atoomgetal = 12)

Chloor (atoomgetal = 17)

Mangaan (atoomgetal = 25)

Barium (atoomgetal 56)

3. Chemische reacties**Hoeveel gram is:**

1 mol CO

0,5 mol H₂SO₄

3,5 mol H₃PO₄

1,8 mol Al₂(CO₃)₃

Hoeveel mol hebben we in de volgende produkten:

9 gram water

80 gram NaOH

Hoeveel weegt 33,6 liter O₂ bij normale omstandigheden van druk en temperatuur?

In de hoogoven reageert ijzeroxide reageert met koolstof en vormt ijzer en

koolstofmonoxide volgens de reactie: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}$

Hoeveel gram ijzer wordt er zo gevormd uit 31,94 gram ijzeroxide?

De atoommassa (A_r) van ijzer = 55,85, zuurstof = 16 en koolstof = 12

Hoeveel liter zuurstof (O₂) wordt er gevormd bij de ontbinding van 340 gram waterstofperoxide?

De reactievergelijking: $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

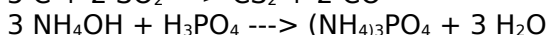
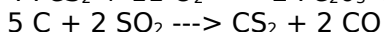
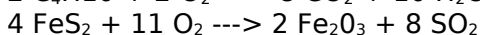
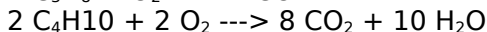
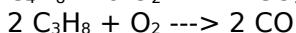
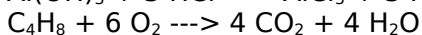
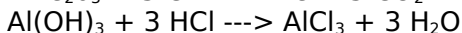
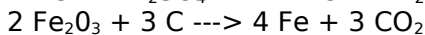
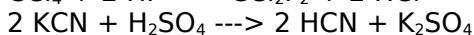
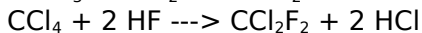
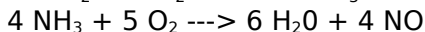
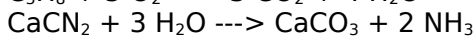
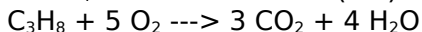
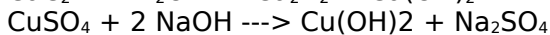
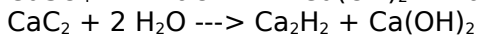
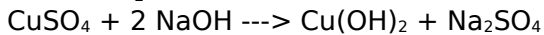
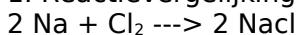
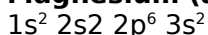
$A_r(\text{O})=16$; $A_r(\text{H})=1$

Bij verbranding wordt uit 1,4 g Si uiteindelijk 3,0 g SiO₂ gevormd.

Wat is de A_r van Si als de $A_r(\text{O}) = 16$?

OPLOSSINGEN**I. Reactievergelijkingen en elektronenconfiguratie**

1. Reactievergelijkingen

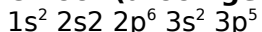
**2. Elektronenconfiguratie, groep en periode.****Magnesium (atoomgetal = 12)**

Mg heeft 2 valentie-elektronen dus behoort tot groep II.

Deze e⁻ zijn ook laatst geplaatst in de laatste orbitaal. D.w.z. hoofdgroep.

Magnesium behoort dus tot groep IIa.

Deze e⁻ zijn van de 3de schil, dus behoort Mg tot de 3de periode.

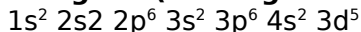
Chloor (atoomgetal = 17)

Mg heeft 7 valentie-elektronen dus behoort tot groep II.

Deze e⁻ zijn ook laatst geplaatst in de laatste orbitaal. D.w.z. hoofdgroep.

Magnesium behoort dus tot groep VIIa.

Deze e⁻ zijn van de 3de schil, dus behoort Cl tot de 3de periode.

Mangaan (atoomgetal = 25)

Mg heeft in de buitenste orbitalen 7 valentie-e⁻, namelijk 5 e⁻ in 3d + 2 e⁻ in 4s orbitalen en behoort dus tot groep VII.

Deze e⁻ zijn niet in de laatste orbitaal, d.w.z. nevgroep en dus groep VIIb.

Deze e⁻ zijn van de 4de schil, dus behoort Mg tot de 4de periode.

Barium (atoomgetal 56)

Barium heeft 56 elektronen: met in de 1ste, 2de en 3de schaal resp. 2,8 en 18 e⁻

Verder hebben we nog $4s^2 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$

Ba heeft 2 valentie-e⁻ en deze zitten in de 6de schil dus

Ba zit in groep IIa en in de 6de periode.

3. Chemische reacties

Hoeveel gram is:

1 mol CO ?

$A_r(\text{C}) = 12$; $A_r(\text{O}) = 16$

dus is 1 mol CO = $12 + 16 = 28$ g CO

0,5 mol H₂SO₄ ?

Atoommassa van H = 1, van O = 16 en van S = 32

dus 1 mol H₂SO₄ weegt $2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98$ g

en 0,5 mol H₂SO₄ weegt 49 g

3,5 mol H₃PO₄ ?

A_r van H = 1, van P = 31 en van O = 16

dus 1 mol H₃PO₄ weegt $3 \times 1 + 31 + 4 \times 16 = 98$ g

en 3,5 mol H₃PO₄ weegt 343 g

1,8 mol Al₂(CO₃)₃ ?

A_r van Al = 27, van C = 12 en van O = 16

dus 1 mol Al₂(CO₃)₃ weegt $2 \times 27 + 3 \times 12 + 9 \times 16 = 234$ g

en 1,8 mol Al₂(CO₃)₃ weegt 421,2 g

Hoeveel mol hebben we in de volgende produkten:

9 gram water

De formule van water is H₂O (A_r van H = 1 en van O = 16)

1 mol water weegt dus $2 + 16 = 18$ g

18 g = 1 mol water

1 g = $1/18$ mol water

9 g = $1/18 \times 9 = 1/2$ mol water

80 gram NaOH

1 mol NaOH weegt $23 + 16 + 1 = 40$ g

40 g = 1 mol NaOH

1 g = $1/40$ mol NaOH

80 g = $1/40 \times 80 = 2$ mol NaOH

Wat is het gewicht van 33,6 liter O₂ bij normale omstandigheden (n.o.) van druk en temperatuur?

We weten dat 1 mol gassen bij n.o. = 22,4 liter

22,4 l = 1 mol

1 l = $1/22,4$ mol

33,6 l = $1/22,4 \times 33,6 = 1,5$ mol O₂

De molecuulmassa van O₂ = $2 \times 16 = 32$ dus 1 mol O₂ weegt 32 g

1,5 mol O₂ weegt dus $1,5 \times 32 = 48$ g

**In de hoogoven reageert ijzeroxide reageert met koolstof en vormt ijzer en koolstofmonoxide volgens de reactie: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}$
Hoeveel gram ijzer wordt er zo gevormd uit 31,94 gram ijzeroxide?**

De atoommassa (A_r) van ijzer = 55,85, zuurstof = 16 en koolstof = 12
 Uit de reactievergelijking leren we dat 1 mol Fe_2O_3 uiteindelijk 2 mol Fe oplevert.
 1 mol Fe_2O_3 weegt $2 \times 55,85 + 3 \times 16 = 159,7 \text{ g}$
 $159,7 \text{ g} = 1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$
 $1 \text{ g} = 1/159,7 \text{ mol}$
 $31,94 \text{ g} = 1/159,7 \times 31,94 \text{ mol} = 0,2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$
 En dus wordt er $2 \times 0,2 = 0,4 \text{ mol Fe}$ gevormd of dus $0,4 \times 55,85 \text{ g} = 22,34 \text{ g Fe}$

Hoeveel liter zuurstof (O_2) wordt er gevormd bij de ontbinding van 340 gram waterstofperoxide?

De reactievergelijking: $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
 $A_r(\text{O})=16$; $A_r(\text{H})=1$

Uit de reactievergelijking leren we dat 2 mol $2 \text{H}_2\text{O}_2$ bij ontbinding 1 mol O_2 oplevert.
 De molecuulmassa van $\text{H}_2\text{O}_2 = 2 \times 1 + 2 \times 16 = 34$
 Dus is $340 \text{ g H}_2\text{O}_2 = 340/34 = 10 \text{ mol}$
 Aangezien 2 mol H_2O_2 1 mol O_2 geeft krijgen we dus $10/2 = 5 \text{ mol O}_2$.
 Het volume van 1 mol gas bij n.o. = 22,4 liter
 Dus hebben we $5 \times 22,4 \text{ l} = 112 \text{ l O}_2$

**Bij verbranding wordt uit 1,4 g Si uiteindelijk 3,0 g SiO_2 gevormd.
Wat is de A_r van Si als de $A_r(\text{O}) = 16$?**

De reactievergelijking: $\text{Si} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SiO}_2$
 Dus 1 mol Si + 1 mol O_2 1 mol SiO_2
 $M_r(\text{Si})$ is gevraagd. We stellen $M_r(\text{Si}) = x$.
 Het beginproduct = 1,4 g Si en dit levert 3,0 g SiO_2 .
 Dus is er $3,0 - 1,4 = 1,6 \text{ g O}$ in het eindproduct SiO_2 .
 De atoommassa van O = 16. Per mol SiO_2 is er $2 \times 16 = 32 \text{ g O}$ aanwezig.
 Als er in SiO_2 1,6 g O zit, dan hebben we hier dus:
 $32 \text{ g O} \Leftrightarrow 1 \text{ mol SiO}_2$
 $1 \text{ g O} \Leftrightarrow 1/32 \text{ mol SiO}_2$
 $1,6 \text{ g O} \Leftrightarrow 1/32 \times 1,6 = 0,05 \text{ mol SiO}_2$
 Dus is er ook 0,05 mol Si als beginproduct. En de atoommassa van Si is dus :
 $0,05 \text{ mol} = 1,4 \text{ g Si} \quad 1 \text{ mol} = 1,4/0,05 = 28 \text{ g Si}$
 De atoommassa van Si = 28

Hoofdstuk 6: REDOX REACTIES

1. INLEIDING

In vroegere tijden werd de term 'oxideren' gebruikt om een reactie met zuurstof aan te geven. Bvb. de reactie waarbij koolstof verbrandt is $C + O_2 \rightarrow CO_2$. Dit noemt men een oxidatie. C geeft hierbij dus elektronen af aan O en O neemt elektronen op van C.

Men zegt dat C geoxideerd wordt en dat O gereduceerd wordt.

Oxideren = het afstaan van elektronen aan een ander deeltje
Reduceren = het opnemen van elektronen van een ander deeltje

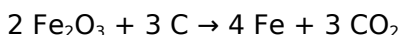
Oxidator = het deeltje dat elektronen onttrekt aan een ander deeltje
Reductor = het deeltje dat elektronen afstaat aan een ander deeltje

Geoxideerd worden = reduceren
Gereduceerd worden = oxideren

Het is duidelijk dat reduceren en oxideren altijd gezamenlijk **moeten** voorkomen. Elektronen kunnen niet 'los' voorkomen. Een afgestaan elektron moet worden opgenomen. Omgekeerd betekent het ook dat een opgenomen elektron van een ander deeltje afkomstig moet zijn. Daarom spreekt men van een reductie-oxidatie, meestal afgekort tot **redox**.

Een reactie waarin elektronen van het ene deeltje op een ander worden overgedragen wordt daarom een **redoxreactie** genoemd.

Bijvoorbeeld :



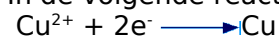
In deze reactie geldt:

Koolstof is de **reductor** of ook koolstof wordt **geoxideerd**
 Ijzeroxide is de **oxidator** of ook ijzeroxide wordt **gereduceerd**
 Koolstof **reduceert** het ijzer
 Ijzer **oxideert** het koolstof

Let op : bij deze reactie komt de zuurstof niet tussen als oxidator. De zuurstofatomen blijven onveranderd maar ze zijn alleen voor en na de reactie aan een ander atoom gebonden.

De oxidator oxideert en wordt zelf gereduceerd. Hierbij ontstaat een reductor. De reductor reduceert en wordt zelf geoxideerd. Tijdens deze reactie ontstaat een oxidator.

In de volgende reactie:



is Cu^{2+} dus een oxidator, want hij neemt elektronen op. Cu is een reductor want hij kan elektronen afstaan. Cu noemt men de **geconjugeerde** reductor van Cu^{2+} .

De combinatie Cu/Cu^{2+} noemen we een redox-koppel.

Een redox-koppel is een geconjugerd oxidator-reductor paar.

Naarmate de oxidator sterker is, zal de geconjugeerde reductor zwakker zijn.

2. HET OXIDATIEGETAL

Om een antwoord te krijgen op de vraag of een reactie wel of niet een redox-reactie is, komt het begrip oxidatiegetal van pas.

Oxidatiegetal = het aantal elektronen dat door een element is afgestaan of opgenomen.

Hierbij geldt :

- elementen hebben altijd oxidatiegetal 0 (nul)
- in verbindingen heeft zuurstof altijd oxidatiegetal -2 (of uitzonderlijk oxidatiegetal -1 in geval van een peroxide)
- in verbindingen heeft waterstof altijd oxidatiegetal +1
-

Als tijdens een reactie het oxidatiegetal van een element verandert dan is er sprake van een redoxreactie.

3. Reductoren

Reductoren zijn deeltjes die elektronen kunnen afstaan.

Bvb. natrium neemt gemakkelijk een elektron op en vormt dan Na^+

twee ionen Cl^- kunnen elk een elektron afgeven onder vorming van Cl_2 .

In het periodiek systeem zijn de metalen dus snel aan te wijzen als reductoren. Al deze elementen staan makkelijk elektronen af. Ze worden geoxideerd. Naast de metalen is er nog een hele reeks verbindingen en deeltjes die op een of andere manier in staat zijn elektronen af te staan. De belangrijkste vertegenwoordigers daarvan zijn de negatieve ionen van de niet-metalen. In de tabel van elektrode-potentialen staan reductoren in de tweede kolom vermeld.

4. Oxidatoren

Oxidatoren zijn deeltjes die elektronen kunnen opnemen.

Bvb. een deeltje als Ni^{2+} (positief metaal-ion) kan twee elektronen opnemen met vorming van het metaal Nikkel, Ni.

In het periodiek systeem vinden we dit soort elementen in de rechter kolommen.

Zuurstof is wellicht het bekendste voorbeeld.

Ook de halogenen (fluor, chloor, broom, jodium) zijn bekende oxidatoren.

Naast deze voorbeelden van elementen is er nog een hele reeks verbindingen en deeltjes die op een of andere manier in staat is elektronen op te nemen.

De belangrijkste voorbeelden daarvan zijn de positief geladen metaalionen.

In de tabel van elektrode-potentialen staan oxidatoren in de eerste kolom vermeld.

5. Halfreactie

Een simpele gang door het periodiek systeem leert dat er ongeveer 100 metalen (standaard reductoren) zijn en ongeveer 15 niet-metalen (standaard oxidatoren).

Een metaal dat geoxideerd is (en dus dan metaal-ion is) kan als oxidator optreden. Een gereduceerd niet-metaal kan als reductor optreden.

Dit betekent 115 reacties waarin elektronen worden opgenomen én 115 reacties waarin ze kunnen worden afgestaan. Als we alleen naar de reacties van elementen kijken, kunnen dus $115 * 115 = 13225$ redoxreacties genoteerd worden. Dit is een zeer groot aantal.

Daarnaast zijn er nog deeltjes (zoals sommige ionen) die elektronen kunnen opnemen of afstaan maar die niet rechtstreeks onder de metalen of de niet-metalen vallen.

Het totale aantal mogelijke redoxreacties komt daarmee makkelijk op meerdere miljoenen.

Teneinde dit overzichtelijk te houden maakt men gebruik van halfreacties.

Een halfreactie is een redoxreactie waarin de bron van de opgenomen elektronen of het doel van de afgestane elektronen buiten beschouwing blijft.

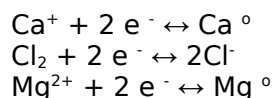
Voorbeelden

Het is gebruikelijk om de oxidator als uitgangstof te noteren en de reductor als product.

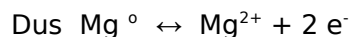
Omdat de gevormde reductor zijn elektron weer kan afstaan, kan de reactie ook andersom gelezen worden. Het is daarom gebruikelijk om halfreacties met een dubbele pijl te schrijven: zowel naar links als naar rechts.

Een lijst van de halfreacties is te vinden in de tabel van elektrode-potentialen (zie verder).

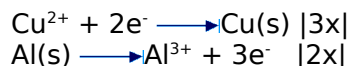
De ladingaanduiding bij de elementen (het nulletje bij calcium en magnesium) is niet noodzakelijk, maar maakt wel duidelijk dat de lading niet per ongeluk 'vergeten' is.



Bij de reacties van calcium en magnesium met chloor moeten deze halfreacties dus van rechts naar links gelezen worden omdat de metalen de oxidator zijn.

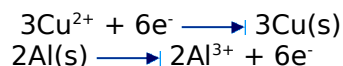


Het volgend voorbeeld is iets moeilijker.



In de twee halfreacties (die van aluminium en die van koper) moeten het aantal elektronen hetzelfde zijn. Als dat zo is kunnen we ze optellen. Om dat te bereiken moeten we de koper halfreactie vermenigvuldigen met 3 en de aluminium halfreactie met twee.

We krijgen dan:



Nu zitten er in alle twee de halfreacties 6 elektronen. We kunnen de reactie nu optellen:



Zoals je ziet staan er nu aan weerszijde van de reactie pijl een gelijk aantal elektronen.

Die elektronen kunnen we dus wegstrepen tegen over elkaar.

We krijgen nu de totaal reactie:



In deze reactie is na de reactie weer een oxidator Al^{3+} ontstaan en ook een reductor Cu(s) . Doordat Cu^{2+} een sterkere oxidator is dan Al^{3+} en Al(s) een sterkere reductor dan Cu(s) verloopt de reactie spontaan van links naar rechts en niet omgekeerd.

DUS : links van de reactiepijl staat de sterkere oxidator en rechts ervan de sterkere reductor

6. DE STERKTE VAN OXIDATOREN EN REDUCTOREN

In de paragraaf over reductoren worden alle metalen gerekend tot de reductoren. Maar iedereen weet dat sommige metalen veel makkelijker oxideren dan andere.

Bvb. IJzer roest snel maar koper doet er een hele tijd over vooraleer de metaalglans niet meer zichtbaar is. En goud is een 'edelmetaal' en dat betekent dat het door de zuurstof in de lucht niet geoxideerd wordt.

Bij het lassen van tram- en treinrails wordt een mengsel van aluminiumpoeder en roest (ijzeroxide) wordt gebruikt. Het mengsel wordt in de ruimte tussen de twee railleinden gedaan, waarna het met een brander verwarmd wordt. Eenmaal op temperatuur treedt de volgende reactie op: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$
Het ontstane ijzer smelt aan de railuiteinden vast en vult de opening, het aluminiumoxide komt zelf uit het gesmolten ijzer als slak bovendrijven en kan simpel verwijderd worden.

Uit de ligging van Al en Fe in de verdringingsreeks kan je de reactie tussen aluminium en ijzeroxide voorspellen.

In deze twee voorbeelden is sprake van reductoren met verschillend reducerend vermogen.

De sterkte van reductoren wordt weergegeven in de verdringingsreeks van de metalen.

In deze reeks staan metalen in de volgorde waarin ze in staat zijn andere metalen uit hun verbindingen te verdrijven.

Als een eerder in de reeks voorkomend metaal als vrij metaal aanwezig is, en een later genoemd metaal als verbinding voorkomt, verdrijft het vrije metaal het gebonden metaal uit zijn verbinding.

De volgorde in de verdringingsreeks komt overeen met de volgorde in E° -waarden. De reeks begint met de meest negatieve waarde (= sterkste reductor).

Dus :

Li - Cs - K - Ba - Ca - Na - Mg - Be - Al - Mn - Zn - Cr - Fe - Cd - Co - Ni - Sn - Pb - ...

Ook bij het opnemen van elektronen is een duidelijk verschil in sterkte tussen de oxidatoren.

Ook daarin is een verdringsreeks aan te wijzen. Net als voor de metalen is deze reeks eenvoudig uit de tabel met E° -waarden af te leiden.

Bvb : je voegt aan een oplossing van kaliumjodide een oplossing van chloor (bleekwater) toe.

Het jodide staat zijn extra elektron af aan chloor. Er ontstaat dus chloride en jood.

De reactie is gemakkelijk te zien door het duidelijk waarneembare kleurverschil.

Omgekeerd, toevoegen van een jood-oplossing aan kaliumchloride geeft geen spoor van een reactie. De oxidator chloor is dus in staat een elektron aan jodide te onttrekken, terwijl dat omgekeerd (jood met chloride) niet kan.

In de volgende tabellen staan een groot aantal oxidatoren en reductoren.

De oxidatoren zijn hier in gerangschikt naar afnemende sterkte.

Aangezien naast elke oxidator zijn geconjugeerde reductor staat, geldt voor de sterkte van de reductor het omgekeerde: de sterkste reductor staat onderaan.

De krachtigste oxidator is F_2 . Zijn geconjugeerde reductor, F^- , is dus de zwakste reductor.

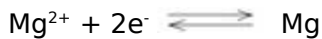
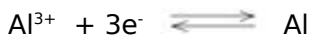
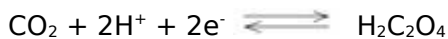
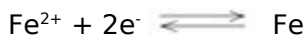
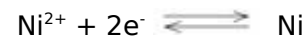
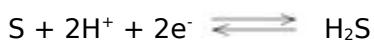
De zwakste oxidator is Li^+ . Zijn geconjugeerde reductor, Li , is dus de sterkste reductor.

De sterkte van de reductoren en oxidatoren is belangrijk voor het reactie verloop, want een redox reactie zal verlopen als de reductor en de oxidator die links van de pijl staan sterker zijn dan de reductor en oxidator die rechts van de pijl staan.

LIJST van enkele halfcel reacties

Hoe hoger in de lijst, hoe sterker de oxidator

Hoe lager in de lijst, hoe sterker de reductor



7. DE STANDAARD REDOXPOTENTIALAAL

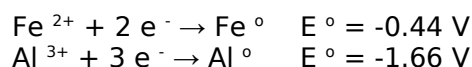
Omdat het met begrippen als "betere reductor" of "sterkere oxidator" moeilijk vergelijken is, heeft men de standaard redoxpotentiaal ingevoerd.

De standaard redoxpotentiaal, of E° , geeft aan hoe makkelijk een oxidator elektronen opneemt.

E° is een potentiaal, de eenheid ervan is dus Volt.

Hoe hoger de E° -waarde, hoe makkelijker elektronen naar die oxidator toegaan.
Hoe lager de E° -waarde, hoe makkelijker de reductor elektronen afstaat.

Met behulp van de E° -waarde is de reactie van aluminium met ijzer(II)oxide te voorspellen:



De elektronen zitten bij aluminium met een E° -waarde van -1.66 Volt.

Ze kunnen naar ijzer met $E^\circ = -0.44$ Volt verhuizen.

Dit is positiever (of minder negatief) dan waar ze zitten. De elektronen zullen dus verhuizen.

De reactie van chloor met jodide laat zich op vergelijkbare wijze voorspellen.

De elektronen zitten bij het jodide-ion op +0.62 Volt en kunnen naar +1.36 Volt bij chloor.

De elektronen zullen verhuizen naar de meer positieve chloor.

Omgekeerd zal de reactie van chloride met jood niet doorgaan: immers de elektronen zitten in het chloride-ion bij +1.36 Volt en jood kan slechts +0.62 Volt bieden.

Voor elektronen is dat geen verbetering, ze blijven dus zitten waar ze zitten.

Tabel van enkele elektrode-potentiaien

Halfreactie		E° (V)	
$F_2 + 2 e^-$	\rightarrow	$2 F^-$	2.87
$Co^{3+} + e^-$	\rightarrow	Co^{2+}	1.82
$Au^{3+} + 3 e^-$	\rightarrow	$Au(s)$	1.50
$Cl_2 + 2 e^-$	\rightarrow	$2 Cl^-$	1.36
$O_2 + 4 H^+ + 4 e^-$	\rightarrow	$2 H_2O$	1.23
$Br_2 + 2 e^-$	\rightarrow	$2 Br^-$	1.07
$2 Hg^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	Hg_2^{2+}	0.92
$Ag^+ + e^-$	\rightarrow	$Ag(s)$	0.80
$Hg_2^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$2 Hg (s)$	0.79
$Fe^{3+} + e^-$	\rightarrow	Fe^{2+}	0.77
$I_2 + 2 e^-$	\rightarrow	$2 I^-$	0.53
$Cu^+ + e^-$	\rightarrow	$Cu(s)$	0.52
$Cu^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$Cu(s)$	0.34
$Cu^{2+} + e^-$	\rightarrow	Cu^+	0.15
$Sn^{4+} + 2 e^-$	\rightarrow	Sn^{2+}	0.15
$S + 2 H^+ + 2 e^-$	\rightarrow	H_2S	0.15
$2 H^+ + 2 e^-$	\rightarrow	H_2	0.00
$Pb^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$Pb(s)$	-0.13
$Sn^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$Sn(s)$	-0.14
$Ni^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$Ni(s)$	-0.25
$Co^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$Co(s)$	-0.28
$Cd^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$Cd(s)$	-0.40
$Cr^{3+} + e^-$	\rightarrow	Cr^{2+}	-0.41
$Fe^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$Fe(s)$	-0.44
$Cr^{3+} + 3 e^-$	\rightarrow	$Cr(s)$	-0.74
$Zn^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$Zn(s)$	-0.76
$Mn^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$Mn(s)$	-1.18
$Al^{3+} + 3 e^-$	\rightarrow	$Al(s)$	-1.66
$Be^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$Be(s)$	-1.70
$Mg^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$Mg(s)$	-2.37
$Na^+ + e^-$	\rightarrow	$Na(s)$	-2.71
$Ca^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$Ca(s)$	-2.87
$Ba^{2+} + 2 e^-$	\rightarrow	$Ba(s)$	-2.90
$K^+ + e^-$	\rightarrow	$K(s)$	-2.92
$Cs^+ + e^-$	\rightarrow	$Cs(s)$	-2.92
$Li^+ + e^-$	\rightarrow	$Li(s)$	-3.05

(s) = solid

8. REACTIEVERGELIJKINGEN VAN REDOXREACTIES

In de inleiding is al aangegeven dat elektronen niet "los" kunnen voorkomen. Bij het opstellen van reactievergelijkingen moet dus gezorgd worden dat de elektronen die door de reductor worden afgestaan, allemaal door de oxidator worden opgenomen.

Voorbeelden van Redoxreacties

Vb 1. De reactie van ijzer met chloor

Tabelreactie	E°	Gebruikte reactie	Reactie
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{\circ}$	-0.44	$\text{Fe}^{\circ} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\text{Fe}^{\circ} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$
$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$	+1.36	$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$
			$\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2$

In de reactiestap van het ijzer zie je dat de reactie andersom geschreven wordt dan in de tabel. De reactie moet elektronen opleveren dus moet je hem vanaf de rechter kant lezen.

In dit voorbeeld is het aantal elektronen in de beide halfreacties gelijk, dus zijn de twee halfreacties makkelijk met elkaar te combineren.

Vb 2. De reactie van tin met permanganaat

In het onderstaande voorbeeld zijn de aantallen elektronen niet gelijk.

In de halfreactie van tin komen twee elektronen vrij, terwijl in de halfreactie van permanganaat vijf elektronen nodig zijn.

Door de reactie van tin vijf keer te laten verlopen komen $5 * 2 = 10$ elektronen vrij. Deze kunnen opgenomen worden als de permanganaatreactie twee keer verloopt.

Tabelreactie	E°	Gebruikte reactie	Factor	Reactie
$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{4+}$	+0.15	$\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^-$	5	$5 \text{Sn}^{2+} \rightarrow 5 \text{Sn}^{4+} + 10 \text{e}^-$
$\text{MnO}_4^- + 5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1.52	$\text{MnO}_4^- + 5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	2	$2 \text{MnO}_4^- + 10 \text{e}^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$
				$5 \text{Sn}^{2+} + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Sn}^{4+} + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$

Algemeen kan gesteld worden dat voor het aantal elektronen gezocht wordt naar het kleinste gemeenschappelijke veelvoud van het aantal betrokken elektronen in de halfreacties.

Vb 3. De reactie van tin met waterstof

Tabelreactie	E°	Gebruikte reactie	Factor	Reactie
$\text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	+0.15	$\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^-$	2	$2 \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2 \text{Sn}^{4+} + 4 \text{e}^-$
$\text{O}_2 + 4 \text{e}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	+1.23	$\text{O}_2 + 4 \text{e}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	1	$\text{O}_2 + 4 \text{e}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
				$2 \text{Sn}^{2+} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Sn}^{4+} + 2 \text{H}_2\text{O}$

9. HOE EEN REDOXREACTIE OPSTELLEN ?

Bvb. we voegen een kaliumpermanganaatoplossing bij een oplossing van natriumsulfiet.

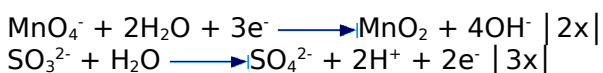
Stap 1 : Inventarisatie

Wat neemt er deel aan de reactie? K^+ , MnO_4^- , Na^+ , SO_3^{2-} en H_2O

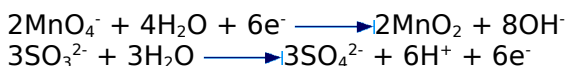
oxidatoren	reductoren
$\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
Na^+	
K^+	

Stap 2 : Wat is de sterkste oxidator en wat is de sterkste reductor.

In de lijst van halfcelreacties vinden we de combinatie $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$ bovenaan. Dit is hier dus de sterkste oxidator. Helemaal onderaan de lijst vinden we Na^+ en K^+ en dit zijn dus zeer zwakke oxidatoren. De sterkste reductor is de combinatie $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.

Stap 3 : Zet de twee halfvergelijkingen onder elkaar en maak de elektronen gelijk.

en dus



De totaalreactie wordt:

**Stap 4 Controleer of de reactie kan verlopen.**

De reactie kan verlopen want links van de pijl staan de sterkste oxidator en de sterkste reductor.

Stap 5 Maak de reactie schoon.

Bij deze redox reactie valt wel het een en ander op te ruimen.
We beginnen links van de pijl.

Daar staat eenmaal $3\text{H}_2\text{O}$ en eenmaal $4\text{H}_2\text{O}$. Totaal wordt dat dus $7\text{H}_2\text{O}$.



Rechts van de pijl staat OH^- en H^+ .

Die twee deeltjes reageren onmiddellijk met elkaar en vormen H_2O

Hier ontstaan dus $6\text{H}_2\text{O}$ en er blijft 2OH^- over.



Nu staan er links en rechts van de pijl moleculen H_2O .

We strepen ze weg en dan blijft er links nog een over.



Dat was het.

Opmerking : bemerk dat er bij deze redoxreactie OH^- ontstaat. Dus de pH zal stijgen.

OPMERKING : Auto-redox

Sommige deeltjes komen we in beide kolommen tegen van de redox tabellen.

Dat is apart, want dat wil zeggen dat ze oxidator EN reductor kunnen zijn.

Dus dat ze zowel elektronen kunnen opnemen als afstaan.

Of ze het één doen of het ander hangt af van de omstandigheden en van de aanwezigheid van bepaalde hulpstoffen.

In het algemeen zal het natuurlijk zo zijn dat zo'n stof als oxidator zal reageren als het een sterke reductor tegenkomt en omgekeerd zal de stof als reductor reageren in contact met een sterke oxidator.

Voorbeelden:

Tin en tin-ionen komen we tegen als Sn Sn^{2+} Sn^{4+}

Sn^{2+} kan dus zowel elektronen opnemen als afstaan.

Hetzelfde geldt voor Mangaan: Mn^{2+} MnO_2 MnO_4^-

In het midden staat MnO_2 met oxidatiegetal van Mn: +4 (Mn^{4+}) en deze kan dus zowel elektronen afgeven als opnemen.

Nog gekker wordt het als één en dezelfde stof tegelijkertijd gaat reageren als oxidator en als reductor, oftewel: de stof gaat met zichzelf reageren. Elektronen worden dan intern overgedragen.

Sn^{2+} -ionen kunnen met elkaar reageren waarbij het ene ion elektronen afstaat (dit wordt Sn^{4+}) aan het andere ion (dit wordt neutraal Sn).

Zulke situaties noemen we "**autoredox-reacties**".

10. Opgaven

Geef de stoffen voor de reactie.

Geef de halfreacties en de totale reactievergelijking.

Soms vindt er geen redoxreactie plaats, motiveer waarom.

1. Nikkel + zilvernitraatoplossing
2. Zink + zoutzuur
3. Chloorwater + kaliumbromide oplossing
4. Natrium + water
5. Joodwater + natriumchlorideoplossing
6. Chloorwater + natriumchlorideoplossing
7. Joodwater + natriumthiosulfaatoplossing
8. Koper metaal + verdunde salpeterzuuroplossing
9. Waterstofperoxide toevoegen aan kaliumjodideoplossing die aangezuurd is met zwavelzuur
10. Waterstofperoxide toevoegen aan kaliumjodideoplossing
11. Ijzermetaal in water + zwavelzuur en hieraan wordt zuurstof toegevoegd
12. Chroommetaal + zwavelzuuroplossing
13. Natriumsulfietoplossing + joodwater
14. Kaliumpermangaatoplossing toevoegen aan ijzer(II)sulfaatoplossing waaraan zwavelzuur toegevoegd is
15. Vast calcium + water
18. Zilver metaal + chroom(III)oplossing
19. Chroom metallisch + koper(II)sulfaatoplossing
20. Kaliumpermangaatoplossing toevoegen aan een natriumsulfietoplossing
21. Natriumsulfietoplossing toevoegen aan een mengsel van natronloog en broomwater

Hoofdstuk 7 : INDIREKTE REDOXREACTIES (met elektrodes)

Naast de directe zijn er ook indirecte redoxreacties. Dat wil zeggen: er is geen direct contact tussen de deeltjes van de oxidator en reductor. De overdracht van de elektronen gaat via metaaldraden of ander geleidend materiaal.

Buiten de cel om zorgen geleidende draden voor het elektronentransport van de RED naar de OX, zonder direct contact tussen de reagentia. De reagentia ontmoeten elkaar niet. De halfreacties vinden plaats aan het oppervlak van elektrodes (meestal ook een metaal of grafiet).

Er zijn twee soorten indirecte redoxreacties:

1. **spontane** indirecte redoxreacties, als sterke stoffen reageren en zwakke stoffen produceren.

Deze reacties zijn meestal ook exotherm.

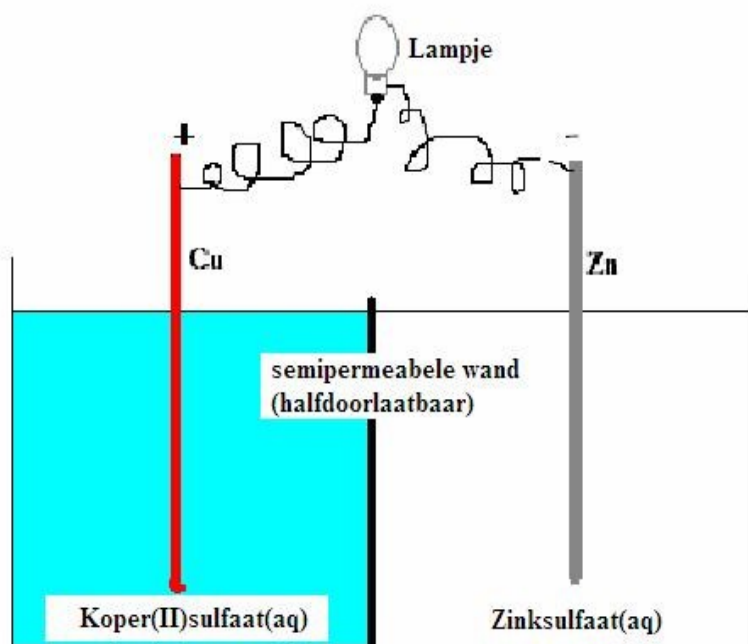
2. **gedwongen** indirecte redoxreacties, als zwakke stoffen moeten reageren en sterke stoffen

vormen. Deze reacties zijn meestal endotherm.

Bij alle indirecte redoxreacties, worden elektroden toegepast.

1. HET GEBRUIK VAN ELEKTRODEN

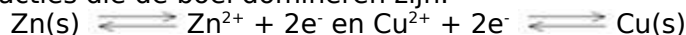
Hieronder zie je een schema van een eenvoudige chemische cel met koper/zink elektroden. Bestudeer dit schema met aandacht:



De koperstaaf is de positieve electrode (anode) en de zinkstaaf is de negatieve electrode (kathode)

In dit complexe geheel kunnen we een voldoende sterke oxidator ontdekken (Cu^{2+}) en ook een redelijk sterke reductor (Zn)

De (spontane) reacties die de boel domineren zijn:

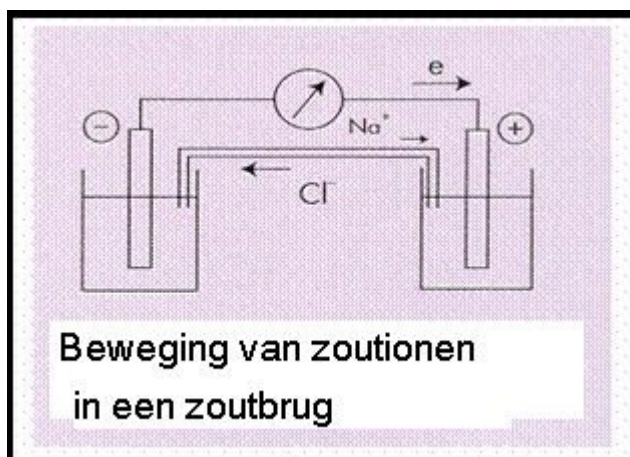


Je moet weten dat het realiseren van een redoxreactie aan het oppervlak van een elektrode vrijwel altijd een zekere activeringsenergie kost, het moet op gang gebracht worden.

Voorals er bij de reactie gasvormige producten ontstaan, kan die activeringsenergie flink oplopen. Indirecte redoxreacties vinden alleen plaats als er tussen de elektroden een omgeving is, een milieu, dat geleidend is voor elektrische stroom (d.w.z.: er moeten geladen deeltjes aanwezig zijn die vrij kunnen bewegen, zoals ionen van opgeloste of gesmolten zouten).

Je ziet dus dat de stroomkring bij de opstelling van een indirecte redoxreactie gesloten moet zijn en dat een deel wordt gevormd door geleidende metaaldraden en elektroden met vrije elektronen en het andere deel wordt gevormd door een oplossing of gesmolten stof met vrije ionen. Die vrije ionen kunnen bewegen tussen de positieve en negatieve elektrode.

Om deze beweging mogelijk te maken moeten de elektroderuimtes contact hebben. Dat kan een halfdoorlatende wand (semipermeabel membraan) zijn of anders - als de twee elektroderuimtes bvb. niet tegen elkaar aan staan - moeten die ruimten verbonden worden met een ionenbrug (een zoutbrug). Dat is een buisje dat gevuld is met zoutige gel.



Een elektrode kan gebrek hebben aan elektronen; dan is die elektrode positief. De positieve elektrode wordt **anode** genoemd.

Een elektrode kan overschot hebben aan elektronen; dan is die elektrode negatief. Dit is de **kathode**

Truukje om dit te onthouden : **“KNAP” => Kathode-Negatief // Anode-Positief**

Elektroden zijn gemaakt van geleidend materiaal: meestal een metaal, soms grafiet. Deze stoffen bevatten vrije elektronen in een metaalrooster. Deze vrije elektronen kunnen vrij bewegen binnen de elektroden maar gaan wel altijd van de negatieve naar de positieve kant (= éénrichtingsverkeer).

2. INERTE EN DEELNEMENDE ELEKTRODEN

Als het elektrodemateriaal niet aan de redoxreactie deelneemt, dan is deze elektrode INERT.

Het enige dat ie doet is elektronen transporteren, maar hij neemt niet deel aan de eigenlijke redoxreactie. Voorbeelden zijn: goud, platina en grafiet.

Anderzijds gebruikt men ook wel elektroden die gemaakt zijn van materiaal dat echt meedoet aan de redoxreactie. Dit is bijvoorbeeld het geval met een ijzer- of zinkelektrode.

Een ijzerstaaf kan prima als elektrode dienen, maar kan dan positieve ijzerionen in de oplossing sturen terwijl de elektronen in de staaf achterblijven.

Een elektrode die zo gebruikt wordt lost dus langzaam op.

Het ijzer ondergaat de volgende halfreactie: $\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$

waarbij:

1. Fe het ijzer is van de elektrode
2. De Fe^{2+} -ionen de oplossing ingaan en zich vrij gaan bewegen in de richting van de negatieve elektrode
3. De elektronen blijven achter in de ijzerelektrode om mee te doen aan de elektronenoverdracht en het elektronentransport.

Een deelnemende elektrode is altijd gemaakt van neutrale, niet-edele metalen. Deze dienen als reductoren. Ze kunnen dus elektronen afstaan.

De "elektrode-ruimte" is de ruimte direct rondom een anode of kathode, het oppervlak inclusief.

Daar vinden de halfreacties plaats bij indirecte redoxreacties.

Het kan zijn dat de kathode- en anoderuimte niet fysisch gescheiden zijn, dus dat alles plaats vindt in één oplossing of vloeistof. Om het milieu overal gelijk te houden wordt er soms zelf continu geroerd in de oplossing.

Maar vaak verlopen de twee processen gescheiden en worden de twee elektroderuimten zoveel mogelijk apart gehouden, door gebruik te maken semipermeabele wanden of van zoutbruggen.

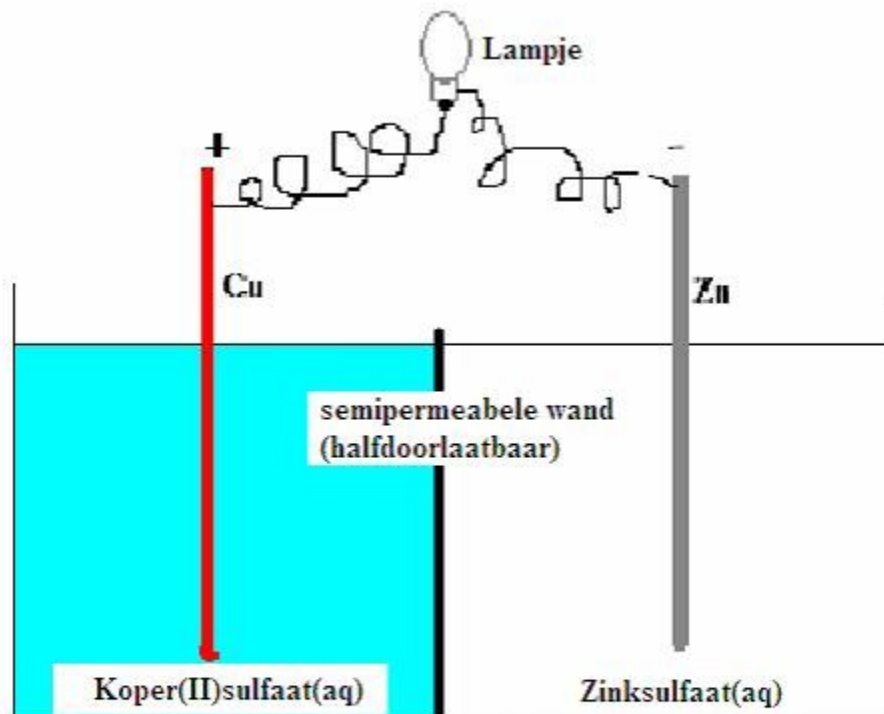
Dit heeft meestal tot doel om de producten niet bij elkaar te brengen, als die producten samen zouden reageren, bijvoorbeeld, een neerslag vormen of een gas.

De zoutbrug zorgt ervoor dat er een verbinding is, anders is er geen gesloten circuit en is stroomdoorgang onmogelijk (dus ook elektronenoverdracht).

In dit geval moet er wel voor gezorgd worden dat de ionen van die zoutbrug zelf niet aan de redoxreactie meedoen.

De keuze voor of tegen gescheiden elektroderuimten heeft alles te maken met wat men wil van de betreffende redoxreactie.

3. INDIREKTE EN SPONTANE REACTIES : Batterijen en accu's; elektrochemische cellen, galvanische elementen



Koperionen zijn sterker oxidator dan Zinkionen; de koperionen pakken electronen van de koperstaaf, worden atomen en voegen zich bij die staaf, die op zijn beurt positief geladen wordt. Koper is zwakkere reductor dan Zink; de zinkatomen van de zinkstaaf gaan als zinkionen in oplossing en laten electronen achter in die zinkstaaf, die dus negatief wordt.

Spontane redoxreacties verlopen normaal gesproken in direct contact tussen de deeltjes van de oxidator en de reductor, maar kunnen ook indirect, op afstand, plaats vinden aan de oppervlaktes van de elektrodes.

Bijvoorbeeld in het geval van de reeds genoemde Cu/Zn-elektrode.

Het zink lost spontaan op, vormt zinkionen, met achterlaten van elektronen in de zinkstaaf die daardoor negatief opgeladen wordt.

De koperionen pakken elektronen op van de koperstaaf en zo worden dit koperatomen die zich meteen samenvoegen met de hele koperstaaf die daardoor een positieve lading krijgt.

In elektrochemische cellen (galvanische elementen) vindt dus een spontane omzetting plaats van chemische energie naar elektrische energie. Sterke stoffen reageren (oxidator en reductor), via elektroden (indirect dus), terwijl er zwakkere producten worden gevormd.

De elektronen worden getransporteerd en overgedragen via externe geleidende verbindingen (stroomdraden en elektroden). De beweging van de elektronen door de stroomdraden is de elektrische stroom. De toepassingen kennen we allemaal wel: batterijtjes en accu's.

Bekijk de volgende evenwichten eens aan twee elektroden:



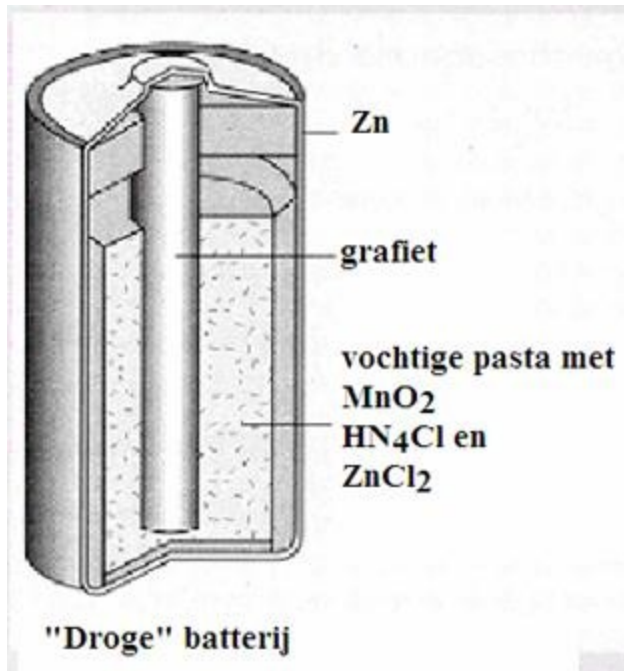
Als een batterij stroom levert (elektronen verstuurt), komen die elektronen van de negatieve elektrode en bewegen zich buitenom naar de positieve elektrode.

Bij evenwicht (a) domineert de vorming van Koper (het evenwicht ligt links). Zodra de elektronen bij deze pool arriveren, kan het evenwicht zich nog meer naar links verschuiven.

Bij evenwicht (b) domineert de vorming van zinkionen. Zodra elektronen daar wegtrekken, probeert dit evenwicht verder te verschuiven, ook naar links.

Deze twee processen gaan geruime tijd door, net zolang tot één van de reagenten (Koperstaaf of Zinkionen) op is. De batterij noemen we dan 'leeg'.

Een batterijtje moet dus een sterke oxidator en een sterke reductor bevatten die niet direct met elkaar mogen reageren binnenin de batterij. De elektronenoverdracht moet buitenom gaan, indirect dus via stroomdraden.



4. Indirect en niet-spontaan: elektrolyse

Het is gebruikelijk dat een chemisch evenwicht zich verschuift van de sterke naar de kant van de zwakke stoffen (spontane reactie).

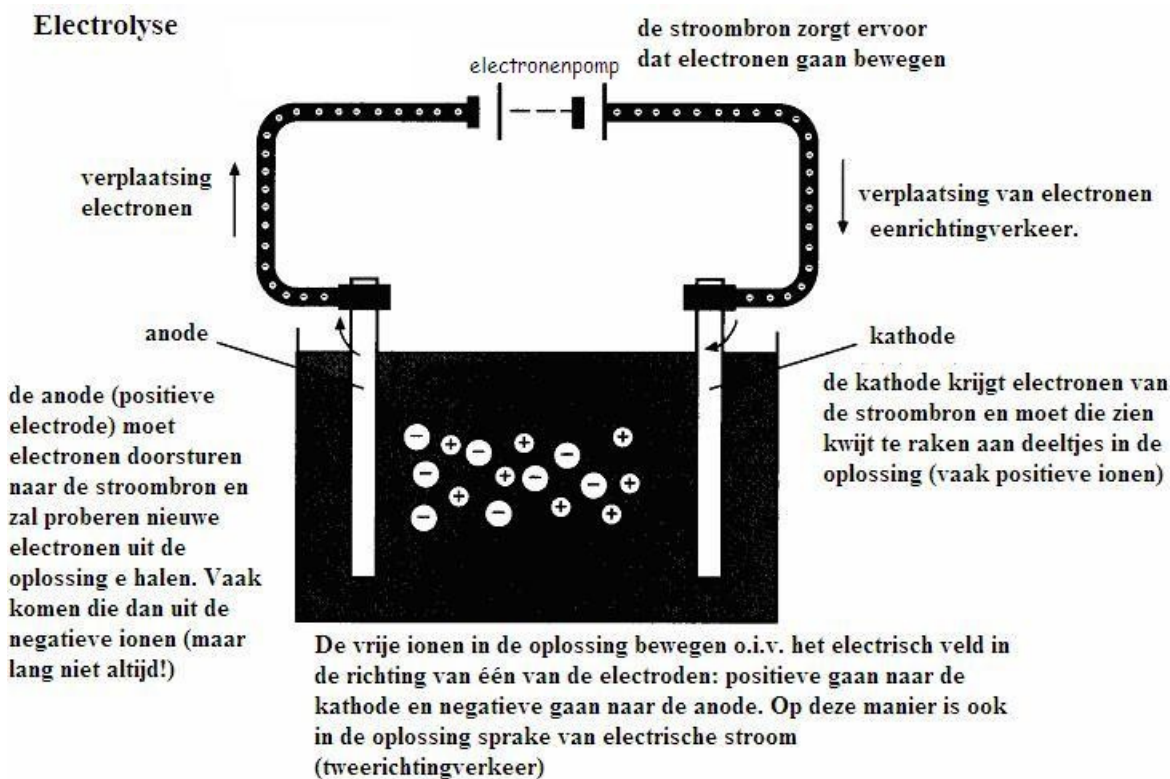
Maar het kan ook anders: we kunnen een redoxreactie dwingen om andersom te verlopen en daarvoor gebruiken we externe krachten, namelijk een stroombron die verbonden is met de elektroden in het elektrochemische systeem. We spreken dan van "**elektrolyse**".

We hebben weer twee elektroden. Aan één daarvan vindt de half-reactie plaats van de reductor en aan de andere de half-reactie van de oxidator.

De uitwendige stroombron heeft een positieve en een negatieve pool.

Wanneer je de negatieve pool van de stroombron verbind met een elektrode stuurt die dan vele elektronen naar die elektrode, die daardoor dus negatief wordt (kathode).

De positieve pool van de stroombron verbind je met de andere elektrode die daardoor elektronen moet afstaan aan de stroombron en positief wordt (anode).



Deze geladen elektroden - als de lading voldoende is - gaan nu als volgt te werk:

De kathode (negatief) zal proberen elektronen kwijt te raken en zoekt naar deeltjes die elektronen willen opnemen (dat moeten dus oxidatoren zijn)

De anode (positief) zal proberen elektronen te pakken en zoekt naar deeltjes die elektronen willen afstaan (dat moeten dus reductoren zijn)

Als er deeltjes / stoffen in de elektroderuimten zijn die elektronen willen afstaan of opnemen - en dat mogen best zwakke reductoren of oxidatoren zijn - dan zal dat ook gebeuren **als tenminste de externe stroombron voldoende sterk is.**
Hoe zwakker de aanwezige oxidator of reductor, des te hoger voltage er nodig is van de uitwendige stroombron.

Die oxidatoren en reductoren kunnen moleculen, atomen of ionen zijn.

Je kan de redox tabellen raadplegen om te zien wat als reductor of oxidator zal optreden.

Let op: complexe ionen, vooral die ionen met zuurstof, zoals bvb. als sulfaat, hebben moeite met het meedoen aan dit soort elektrolyse reacties wegens een hoge activeringsenergie.

Elektroden maken dus indirecte redoxreacties mogelijk.

De bijbehorende elektronenoverdracht gebeurt niet door direct contact van de reagerende deeltjes, maar via geleidend materiaal.

Ook bij elektrolyse kan de elektrode gemaakt zijn van inert materiaal (grafiet, platina) of ze neemt deel aan de elektrolyse, bijvoorbeeld als een elektrode gemaakt is van zink of koper.

Denk er ook aan dat de vloeistof tussen de elektroden geleidend moet zijn (ionen bevat).

Hoofdstuk 8 : De vergelijking van Nernst

Hermann Walther Nernst (1864 – 1941) was een Duitse natuur- en scheikundige. Nernst deed vooral onderzoek in de elektrochemie en thermodynamica en hij is onder andere bekend van de naar hem genoemde Nernst-vergelijking.

*De **vergelijking van Nernst** beschrijft het verband tussen het potentiaalverschil tussen twee elektroden en de concentraties van de bij de elektrode reacties betrokken componenten.*

Daarmee is het een van de belangrijke formules in de elektrochemie. De formule kan gebruikt worden om de maximale spanning van een batterij te bepalen of de minimale spanning die nodig is om een elektrolyse tot stand te brengen.

1. EEN BEETJE THERMODYNAMICA

We hebben de reactie $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$

De reactiequotiënt $Q = \frac{a_C^c a_D^d}{a_A^a a_B^b}$ is

Q is bij benadering gelijk aan de concentratiebreuk :

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Hiervoor geldt de wet van Nernst $E = E_0 - \frac{RT}{nF} \ln Q$:

Bij 298°K geldt bij $E = E_0 - \frac{0,0591}{n} \log Q$ **benadering:**

Immers : $\frac{RT}{F} = \frac{8,314 \cdot 298}{96484,6} = 0,025678$

en $\ln(10) = 2,30$.

- R is de universele gasconstante: 8,314570 J/K.mol
- T is de temperatuur in kelvin
- n is het aantal elektronen dat in de reactievergelijking overgedragen wordt;
- F is de Faraday-constante; 96485,3 C/mol
- a_A is de chemische activiteit van stof A
- $[A]$ is de concentratie van stof A.

2. HOE GEBRUIK JE DE VERGELIJING VAN NERNST ?

In de tabellen van de elektrodepotentialen staat voor ieder redoxkoppel de elektrodepotentiaal vermeld.

Deze waarde is de standaardwaarde en geldt alleen als de concentraties van de opgeloste deeltjes in de halfreactie gelijk is aan 1,00 molair

Op het moment dat de concentraties anders zijn, geldt een andere waarde voor de elektrodepotentiaal.

Deze nieuwe waarde kan worden berekend met behulp van de vergelijking van Nernst:

$$V = V_0 + \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{ox}]}{[\text{red}]}$$

V = de gemeten elektrodepotentiaal
 V_0 = de standaardelektrodepotentiaal
 n = het aantal elektronen in de halfreactie
 $[\text{ox}]$ = de concentraties van de deeltjes aan de oxidator kant van de halfreactie
 $[\text{red}]$ = de concentraties aan de reductor kant van de halfreacties.

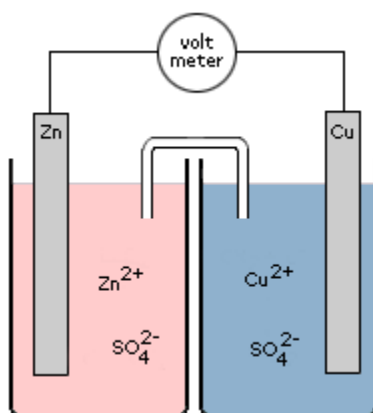
BELANGRIJK : de vergelijking van Nernst geldt alleen voor een halfreactie.

In een elektrochemische cel zijn steeds twee redoxkoppels aanwezig.

In het voorbeeld hierna zijn dat $\text{Cu}^{2+}/\text{Koper}^0$ en $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0$.

Na het vastleggen van de standaard-waterstofelektrode als de referentie-elektrode is het gebruik ontstaan de bijdrage van de standaard waterstof-elektrode achterwege te laten en de vergelijking te noteren voor een halfreactie.

Stel we hebben de volgende elektrochemische cel:



In de linker halfcel bevindt een Zn elektrode zich in een oplossing van zinksulfaat (0,1 M).

Rechts bevindt zich een Cu elektrode in een oplossing van kopersulfaat (0,1 M).

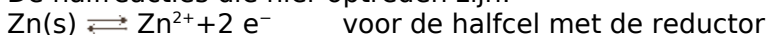
De deeltjes aan de linkerkant zijn Zn, Zn²⁺ en SO₄²⁻.

De deeltjes aan de rechterkant zijn Cu, Cu²⁺ en SO₄²⁻.

De vraag is nu wat reageert er als de oxidator en wat reageert er als de reductor?

Volgens tabel is Zn de sterkste reductor (-0,76 V) en Cu²⁺ de sterkste oxidator (0,34 V).

De halfreacties die hier optreden zijn:



Omdat de concentraties van de deeltjes in beide halfcellen **niet gelijk is aan 1 molair** kunnen we geen gebruik maken van de standaardelektrodepotentiaal uit tabel.

We zullen de potentiaal met behulp van de vergelijking van Nernst zelf moeten bepalen.

Voor de halfcel met de reductor geldt:

$$V_{\text{red}} = V_0 + \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{1} = -0,76 + 0,0295 \log 0,1 = -0,79 \text{ V}$$

BELANGRIJKE OPMERKINGEN :

1. de halfcel met de reductor bevat naast de reductor (Zn) ook zijn geconjugeerde oxidator (Zn²⁺). In de vergelijking van Nernst moet je deze twee concentraties invullen.

2. aangezien Zn vast is, kunnen we hiervoor geen concentratie invullen. De waarde van de [ox] in de bovenstaande wet van Nernst wordt dan ook 1.

Voor de halfcel met de oxidator geldt:

$$V_{\text{ox}} = V_0 + \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{1} = 0,34 + 0,0295 \log 0,1 = 0,31 \text{ V}$$

De halfcel met de reductor heeft dus een potentiaal van $-0,79\text{ V}$.
De halfcel met de oxidator heeft een potentiaal van $+0,31\text{ V}$.

3. BEPERKINGEN

De elektrodepotentialen die men met de vergelijking van Nernst kan uitrekenen zijn theoretische evenwichtswaarden.

Wanneer men het experimenteel gaat verifiëren, klopt er meestal niet veel van. Dit komt omdat er meerdere elektrochemische evenwichten tegelijk de potentiaal kunnen bepalen en dat leidt tot het instellen van een mengpotentiaal.

Daarnaast speelt bij het instellen van het evenwicht de reactiesnelheid een rol. Vooral in gevallen waarin samengestelde ionen ($\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-$ in vergelijking met $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$) een rol spelen is de ionstelling van het evenwicht vaak traag.

Het elektrochemische evenwicht met de grootste uitwisselingsstroombichtheid (reactiesnelheid) is het meest bepalend voor de gemeten mengpotentiaal.

4. NUT VAN DE VERGELIJING VAN NERNST

Vooraf bij het voorspellen of een redoxreactie al of niet spontaan kan verlopen speelt de vergelijking een belangrijke rol.

Ook in gevallen dat metingen in vergelijkbare situaties gedaan worden is het vergelijken van de resultaten, ondanks de onder "Beperkingen" genoemde problemen, goed mogelijk. Voorbeelden hiervan zijn het gebruik van de vergelijking om het potentiaalverloop tijdens een potentiometrische titratie te beschrijven.

Ook de relatie tussen de pH van een oplossing en de gemeten potentiaal met een pH-elektrode is prima in overeenstemming met de waarden die volgens de vergelijking van Nernst gevonden worden.