

Scheikunde
Eerste Semester

Fordeyn Tibo

Inhoudsopgave

1	Fundamentele kennis, perfect vanbuiten kennen voor examen	2
2	Herhaling middelbaar	3
2.1	Materie, fundamentele begrippen en definities	3
2.2	Het periodiek systeem van de elementen	4
2.3	De atomaire visie op materie	5
2.4	De hedendaagse atoomtheorie	5
2.5	Chemische verbindingen en chemische formules	5
	ionaire bindingen — 5 • covalente bindingen — 5	
3	Mengsels en oplossingen	7
3.1	Samenstellingen en mengsels	7
3.2	Gasmengsels	7
3.3	toestandswijzigingen	8
3.4	NPGE 1	8
4	Chemische reacties	9
4.1	Wat betekent een chemische reactievergelijking	10
4.2	Soorten reacties	10
	Neerslagreacties — 10 • Redoxreacties — 10	
4.3	titratie	11
4.4	Zuur-base titratie	11
4.5	NPGE2	11
5	atoomstructuur	12
5.1	atoomstraal	12
5.2	ionisatie energie	12

Hoofdstuk 1

Fundamentele kennis, perfect vanbuiten kennen voor examen

Hoofdstuk 2

Herhaling middelbaar

Ik ga hier zo snel mogelijk over.

2.1 Materie, fundamentele begrippen en definities

- Eensieve eigenschappen: Massa en volume. Hangen af van hoeveelheid materie
- Intensieve eigenschappen: dichtheid. Onafhankelijk van de hoeveelheid materie

We onderscheiden

- Fysische eigenschappen: Eigenschappen die een stof op zichzelf vertoont zonder op welke manier dan ook te reageren met een andere stof.
 - kleur
 - smeltpunt
 - kookpunt
 - elektrische geleidbaarheid
 - dichtheid

Een voorbeeld van een fysische verandering is het smelten van ijs.

- chemische eigenschappen hebben te maken met hoe de stof wijzigt in reactie met andere stoffen.
 - Ontvlambaarheid of corrosiviteit
 - reactiviteit met water

Een verandering in de chemische eigenschappen van een stof is een chemische reactie en die verandert ook de fysische eigenschappen.

Wanneer de samenstellende deeltjes (ionen, atomen of moleculen) gelijk gerangschikt zijn in de ruimte spreekt men van **kristallijne vaste stoffen** dit zijn dus stoffen met een kristalstructuur.

Wanneer zo'n schikking op macroscopische schaal plaatsvindt praten we over één-kristallen of monokristallijn. Een groot aantal monokristallijnen zijn **kristallieten**. Zorn materialen worden polykristallijn genoemd, de meeste metalen zijn polykristallijn.

stoffen zonder kristallijne structuur noemt men amorf.

De **viscositeit** van vloeistof is de maat voor de weerstand van een vloeistof tegen stroming.

Fluidum heeft onder vaste temperatuur en druk een welbepaalde massa en volume, maar geen vaste vorm. verschil tussen koken en verdampen:

- Koken gebeurt bij een bepaalde temperatuur (kookpunt), en **bij de hele vloeistof**.
- Verdampen gebeurt bij elke temperatuur, maar **enkel aan het oppervlak**.

Fasetoestanden

Tabel 1: Fasetoestanden, 1 bar, $T = 25^{\circ}\text{C}$	
fasetoestanden	Kookpunten
Gas	$T_{\text{kook}} < 25^{\circ}\text{C}$
Vloeibaar	$T_{\text{smelt}} < 25^{\circ}\text{C} < T_{\text{kook}}$
Vast	$T_{\text{smelt}} > 25^{\circ}\text{C}$

2.2 Het periodiek systeem van de elementen

Groep	1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B				1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Periode																			
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg												13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	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
5	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
6	55 Cs	56 Ba	*	71 Lu	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
7	87 Fr	88 Ra	**	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

*Lanthaniden	*	57 La	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
**Actiniden	**	89 Ac	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

Figuur 2.1: Periodiek systeem van de elementen

Figuur 2.1: figures/pseGroepen.jpeg

Dus je hebt de A en de B groepen, en de periodes. De A groep omvatten de hoofdgroepen of representatieve elementen. De B groep omvat de transitie-metalen, waarbij de lanthaniden en actiniden de binnenste transitie-metalen worden genoemd.

Je weet ook nog uit het eerste middelbaar ofzo dat enkel de edelgassen als ongebonden atomen voorkomen.

Belangrijke groepen in het pse

Zorg dat je hier goede anki kaartjes van maakt, wan ik ken dit echt nog niet vanbuiten.

1. De alkalimetalen, GROEP 1A bestaat uit

- Li
- Na
- K
- Rb (rubidium)

- Cs (cesium)
- Fr (francium)

Dit zijn allemaal **glimmende, zachte metalen**, en met uitzondering van Fr dat bij een druk van 1 bar een smeltpunt heeft van 21°C, zijn alkalimetalen vaste stoffen. Ze reageren vaak snel en heftig met water tot vorming van sterk basische (alkalische) producten. waterstof (H) wordt in deze groep ondergebracht ondanks de vele verschillen met andere elementen en de reden daarvoor wordt besproken in H4.

2. Aardkalimetalen, GROEP 2A bestaat uit

- elementen die je niet vanbuiten moet kennen ofzo, ga stoppen met opschrijven want staat gewoon op pse lees gwn af

Dit zijn glanzende zilverkleurige metalen. ze zijn minder reactief en harder dan de elementen in 1A. Ze hebben een hoger smeltpunt en het zijn allemaal vaste stoffen.

3. de **halogenen, GROEP 7A** wegens hoge reactiviteit komen deze voor in discrete diatomaire moleculen (F_2) of in combinatie met andere elementen. Dit is de enige groep die de elementen in drie fasetoestanden bevat bij 1 bar druk en 25°C. Fluor en Chloor zijn gasen, broom is een vloeistof en jodium is een vaste stof.
4. de edelgasen 8A reukloos kleurloos weinig reactief. Merk op dat ze voorkomen als di-atomaire gasen bij 25°C en atmosferedruk.

Verduidelijking of addendum 2.2.1 Semi-metalen

De zeven uit 9 elementen grenzend aan de niet metalen worden semi-metalen genoemd. Lv en Tv niet megetekend.

Diamant en grafiet zijn **allotropen** van koolstof. Allotropen van een molecuul zijn verschillende vormen van die moleculen.

2.3 De atomaire visie op materie

2.4 De hedendaagse atoomtheorie

2.5 Chemische verbindingen en chemische formules

2.5.1 ionaire bindingen

Kunnen niet worden voorgesteld door de empirische-formule-eenheid(EFE), want doordat het aantal protonen en elektronen niet gelijk zijn voor elk element binnen een molecuul, zijn er eigenlijk geen volledige atomen aanwezig. De stoichiometrische coëfficiënten zijn $\notin \mathbb{Z}$

2.5.2 covalente bindingen

Men onderscheidt twee soorten van covalente bindingen; moleculen en covalente netwerken. De **kationen** zijn de positief geladen deeltjes en de **anionen** de negatief geladenen.

- De samenstellende stoffen kunnen mono-atomair zijn zoals Na^+
- poly-atomair zoals $(NH_4)^+$

Ladingen van ionen kan voorgesteld worden als een optelling van eenheidsladingen.

$$\text{elektroneutraliteitsprincipe} \iff \sum_i q_i N_{i,J} = 0.$$

Moleculen

Het aantal moleculen aanwezig in een binding is steeds een groot geheel getal. Dit in tegenstelling tot de ionaire bindingen waarbij de stoichiometrische coëfficiënten niet geheel zijn.

Ze komen voor in alle aggregatietoestanden. Men kan moleculen verder opdelen:

- homonucleaire diatomaire moleculen (A_2)
- heteromoleculaire diatomaire moleculen (AB)
- binaire moleculen (A_nB_m)
- poly-atomaire moleculen

Ionaire verbindingen	Moleculaire covalente verbindingen
bestaat uit ionen die samengehouden worden door elektrostatische interacties tussen de positief geladen kationen en de negatief geladen anionen	is een agglomeraat van een vast aantal atomen die op een welbepaalde manier met elkaar gebonden zijn
bij 25°C en een druk van 1 bar komen ionaire verbindingen voor als een regelmatige 3D stapeling van ionen in een kristalrooster.	komen bij 25°C en atmosferedruk voor als gas, vloeistof of vaste stof afhankelijk van de waarde van het smeltpunt en het kookpunt
kunnen enkel voorgesteld worden door een empirische formule-eenheid die de atoomverhouding in de ionaire verbinding weergeeft; de subscripten in de empirische formule-eenheid geven ook de verhouding van het aantal kationen en het aantal anionen in de ionaire verbinding weer	kunnen voorgesteld worden door een: <ul style="list-style-type: none"> - empirische formule-eenheid - moleculaire formule; is ofwel gelijk aan de empirische formule-eenheid ofwel een geheel aantal maal de empirische formule-eenheid - structuurformule
een macroscopisch staal kan beschouwd worden als een groot geheel aantal empirische formule-eenheden.	een macroscopisch staal kan beschouwd als een groot geheel aantal empirische formule-eenheden én als een groot geheel aantal moleculen
hebben meestal een vrij hoog smeltpunt en een zeer hoog kookpunt	hebben meestal een vrij laag smeltpunt en een vrij laag kookpunt
wordt meestal gevormd tussen metaal en niet-metaalatomen (mogelijke uitzonderingen op deze vuistregel zijn de ionaire verbindingen die poly-atomaire ionen bevatten – zie Bijlage 1)	wordt meestal gevormd tussen niet-metaalatomen (uitzonderingen op deze vuistregel zijn de zuren die metaalatomen bevatten – zie Bijlage 1)

relatieve atoommassa:

$$RAM_J = \sum_X N_{X,J} RAM_X.$$

bijvoorbeeld de relatieve atoommassa van glucose

$$\begin{aligned}
 RM_{C_6H_{12}O_6} &= N_{C_6H_{12}O_6} RAM_C + N_{C_6H_{12}O_6} RAM_H + N_{C_6H_{12}O_6} RAM_O. \\
 &\Rightarrow 180.1572 amu.
 \end{aligned}$$

Getal van avogadro:

$$6.022137 \cdot 10^{23}.$$

Experimenteel bepalen van massas

Een techniek regelmatig gebruikt om de EFE van een verbinding te bepalen is door het de laten reageren met dioxide, eigenlijk dus het laten verbranden van de verbinding.

Hoofdstuk 3

Mengsels en oplossingen

kwalitatieve samenstelling van een mengsel vermeldt het element val elk van de zuivere stoffen aanwezig in het mengsel. De kwantitatieve samenstelling van een mengsel vermeldt hiernaast ook de hoeveelheid van elk van de zuivere stoffen aanwezig is.

3.1 Samenstellingen en mengsels

Die gegeven hoeveelheid bij kwantitative samenstellingen wordt weergegeven adhv massafracties of soms ook adhv massapercentages.

$$\gamma_{m,J} = \frac{m_J}{m_{tot}} = \frac{m_J}{\sum_J m_J} = \frac{n_J MM_J}{\sum_J n_J MM_J}.$$

Is de massafractie van verbinding J in een mengsel.

Van een mengsel kan **geen** molaire massa gedefinieerd worden, aangezien een mengsel geen constante samenstelling heeft.

massa mengesel

De totale massa van een mengsel kan geschreven worden als de som van elke component:

$$m_{tot} = \sum_i m_{i,tot} \equiv \sum_i \gamma_{m,i,tot} m_{tot}.$$

Verduidelijking of addendum 3.1.1 γ

Dit is een decimaal getal tussen nul en één voor de didelijkheid.

3.2 Gasmengsels

Gasdruk ontstaat als gevolg van botsingen van de gasdeeltjes met wanden van het vat. De si eenheden voor druk: Pascal(PA), bar, atmosfeer(atm) of mmHg. Zeer lage drukken kunnen soms worden uitgedrukt in torr.

Definition 3.2.1: De wet van Boyle

Voor een gegeven massa van een gas dat opgesloten is in een vat met variabel volume V, een vermindering van het volume proportioneel gepaard gaat met stijging van de druk P, indien de temperatuur constant blijft.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2.$$

Gay Lussac en Charles voerden experimenten uit om het verband tussen gasvolumes en temperatuur te bepalen.

Definition 3.2.2: Gay Lussac en Charles

Voor een gegeven massa van een gas dat opgesloten zit in een vat met variabel volume, toename van het volume gepaard gaat met een proportionele toename van de temperatuur als druk constant gehouden wordt.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}.$$

Beide wetten combineren geeft:

$$\alpha T = PV \text{ of } \alpha = \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}.$$

ideale gaswet:

$$PV = nRT.$$

Met R de gasconstante.

$$R = \frac{PV}{nT}.$$

Een ideaal gas voldoet hieraan onder alle condities.

Molair volume:

$$V_m = \frac{nRT}{P}.$$

De normaalomstandigheden bij 0°C en 1 bar worden als referentiecondities gebruikt voor het rapporteren.

$$MM = \frac{dRT}{P}.$$

waar $d = \frac{m}{V}$

De totaal druk van een mengsel:

$$P_{tot} = \sum_i \frac{n_i RT}{V}.$$

en dus de partieldruk

$$P_i = \frac{n_i RT}{V}.$$

$$P_i = \gamma_{n,i} P_{tot}.$$

3.3 toestandswijzigingen

$$R = \frac{P_1 V_1}{n T_1} = \frac{P_2 V_2}{n T_2}.$$

met temperatuur in kelvin, druk in atm, volume in liter.

Merk op dat:

$$V_2 = V_1 \frac{P_1 T_2}{P_2 T_1}.$$

3.4 NPGE 1

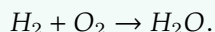
Hoofdstuk 4

Chemische reacties

$$\text{atoombalans} \iff \sum_i^{react} N_{i,R} = \sum_i^{prod} N_{i,P}.$$

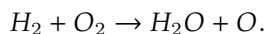
Voorbeeld 4.0.1

Beschouw:



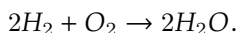
Merk op dat er geen atoombalans is.

Iets als



schrijven zou fout zijn, want zuurstof komt niet apart voor.

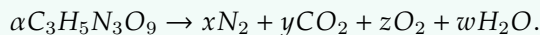
De juiste manier om dit op te lossen;



De getallen voor de stof worden **stochiometrische coëfficiënten** genoemd. De kleinste mogelijke gehele getallen. Daar is één uitzondering op en die komt straks.

Voorbeeld 4.0.2

Beschouw de ontbindingsreactie van nitroglycerine:



Er is een manier om dit eenvoudig op te lossen op een manier die altijd werkt.

zet om naar formele algebraïsche vergelijking. Je krijgt een stelsel voor elk element en dan zal de oplossing vanzelf duidelijk worden.

Verduidelijking of addendum 4.0.1 gehele getallen

Omdat het gehele getallen moeten zijn kun je eigenlijk gewoon $\alpha = 1$ stellen, kijken wat je krijgt en alles vermenigvuldigen met een geheel getal.

$$\text{ladingbalans} \quad \sum_i^{react} q_{i,R} = \sum_i^{prod} q_{i,P}.$$

4.1 Wat betekent een chemische reactievergelijking

4.2 Soorten reacties

4.2.1 Neerslagreacties

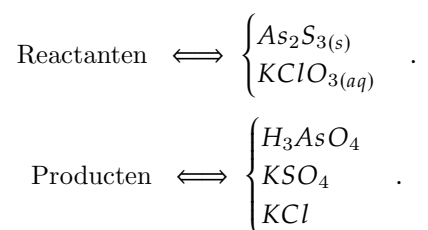
4.2.2 Redoxreacties

Om een redoxreactie in evenwicht te brengen splits je op in twee **halfreacties**.

Voorbeeld 4.2.1

Bij oplossen van vast arseensulfide in een waterige oplossing van kaliumchloraat wordt arseenzuur (H_3AsO_4), kaliumsulfaat en kaliumchloride gevormd. De bedoeling is dat de redoxreactie in evenwicht gebracht wordt.

In de eerste zin krijg je info over de reactanten.



Wat weten we over de reactanten?

Merk op dat vast arseensulfide een covalente binding is, dus daar komt geen ion aan te pas.

Kaliumchloraat is een ionaire verbinding, dat wil zeggen dat we gehydrateerde K^+ ionen en ClO_3^- ionen krijgen.

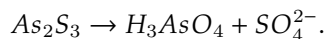
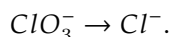
Wat weten we over de producten?

Arseenzuur is een zwak zuur dus in water komt dit voornamelijk voor in de vorm van moleculen.

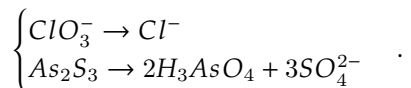
Kaliumsulfaat is een ionaire binding, je krijgt gehydrateerde K^+ en ClO_3^- ionen. kaliumchloride is zeker een ionaire binding dus je krijgt weer die gehydrateerde ionen.

Deze twee moeten we in halfreacties opschrijven zegmar.

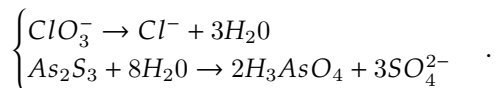
- je bekijkt waar de delen van de reactie naartoe gaan.



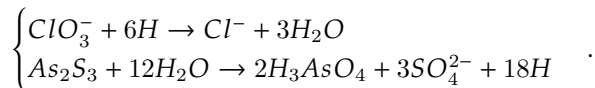
- Nu moeten we ze in evenwicht brengen, breng eerst alle aomen behalve **zuurstof en waterstof** in evenwicht



- Nu in evenwicht brengen voor zuurstof door toevoegen van atermoleculen langs de kant war zuurstofmoleculen te kort zijn.



- Ten slotte brengen we in evenwicht voor watersotf



- en dan ten slotte niet vergeten om elektronen weg te nemen of erbij te tellen, ik heb er nu geen zin in, maar niet vergeten.
- het aantal elektronen bij de reactanten moet gelijk zijn aan het aantal bij de producten, anders is de ractie ook niet in evenwicht.

Verduidelijking of addendum 4.2.1 Hoe zorg je dat die aantallen elektronen gelijk zijn aan elkaar?

Je vermenigvuldigd de eerste halreactie met het aantal elektronen van de tweede halfreactie en de tweede met die van de eerste.

- dan moet je ze bij elkaar brengen, je schrapt de dingen die gelijk zijn en zorgt dat er niet gedeeld kan worden door een geheel getal over de hele vergelijking.
- dan controleren en je bent klaar.

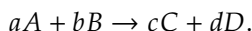
Verduidelijking of addendum 4.2.2 zwakke en sterke zuren

Een zwak zuur komt in waterige oplossing voornamelijk voor als molecule, een sterk zuur komt eerder voor als H_3O^+ en een geconjugeerde base.

4.3 titratie

een techniek om de concentratie van een oplossing te bepalen door het in reactie te brengen met iets anders.

We beginnen met

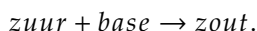


We zorgen dat er exact evenveel A wegreageert als dat er origineel inzat, dus de hoeveelheid B die is toegevoegd moet gelijk zijn aan die van A om te zorgen dat het kan wegreageren.

$$\frac{n_{A,o}}{a} = \frac{n_{B,toegevoegd}}{b}.$$

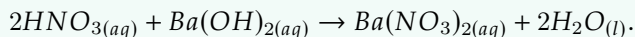
dat betekent dat we het equivalentiepunt bereiken. Het equivalentiepunt kan duidelijk gemaakt worden door een indicator. Afhankelijk van het soort titratie kies je een andere indicator.

4.4 Zuur-base titratie



Voorbeeld 4.4.1

Beschouw:



4.5 NPGE2

Hoofdstuk 5

atoomstructuur

5.1 atoomstraal

1. covalente straal: helft van afstand tussen kernen van twee covalent gebonden atomen.
2. van der Waalsstraal: helft van afstand van twee identieke niet gebonden atomen.

5.2 ionisatie energie

energie nodig om van het atoom de eerste kation te maken, noemt mn de eerste ionisatie energie tweede ion toevoegen is tweede ionisatie energie, maar natuurlijk bij de tweede ionisatie energie verwijder je een elektron van hetkation, en vorm je een tweewaardige.

als het anion van a stabiel is dan a, dan zeggen we dat a affiniteit om het op te nemen. de energie is lager dan nul, als de energie groter is dan nul dan heeft a geen affiniteit om een elektron op te nemen.