

Scheikundig rekenen met groothedenvergelijkingen

Veel scheikundemethodes maken gebruik van verhoudingstabellen en de kruisregel om scheikundige grootheden te berekenen. Dat lijkt leerlingvriendelijk, maar is omslachtig en onoverzichtelijk. Het leert leerlingen niet hoe ze goed moeten omgaan met grootheden en eenheden. Groothedenvergelijkingen zijn een uitstekend alternatief. We illustreren dit aan de hand van voorbeelden uit één lesmethode. Andere methodes hebben globaal dezelfde aanpak.

■ **Pierre Heldens** / Fontys Lerarenopleiding Tilburg en **Guido Mollen** / Scholengemeenschap Were Di, Valkenswaard

Groothedenvergelijkingen

Kenmerken van het werken met groothedenvergelijkingen:

- Noteer voor elke stap in de berekening een passende groothedenvergelijking. Meestal gaat het om eenvoudige verhoudingen tussen grootheden, bijvoorbeeld:

$$n(A) = \frac{m(A)}{M(A)} \quad \text{en:} \quad c(A) = \frac{n(A)}{V_{\text{opl.}}}$$

Zet er eventueel wat verklarende tekst bij.

- Gebruik uitsluitend SI-symbolen voor grootheden en eenheden; zie de regels van de IUPAC¹. Te vaak worden voor grootheden eigen symbolen verzonnen. Dit is niet toegestaan en hoogst onwenselijk.
- Gebruik een systematische aanpak bij complexere opgaven (hier niet besproken).

Een paar voorbeelden

Voorbeeld 1

Zie kader Rekenvoorbeeld 6².

Wat opvalt is het ontbreken van symbolen voor de berekende grootheden, het gebruik van de overbodige 'x' en de omslachtige aanpak van dit eenvoudige voorbeeld.

Met groothedenvergelijkingen in vier stappen:

1. Eerst de massa omrekenen in gram:
 $m(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 50 \text{ mg} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ g}$
2. Dan de molaire massa berekenen:
 $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 6 \cdot 12,01 + 8 \cdot 1,008 + 6 \cdot 16,00 = 176,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
3. De chemische hoeveelheid is dan:

$$n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = \frac{m}{M} = \frac{5,0 \cdot 10^{-2} \text{ g}}{176,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

4. Het aantal moleculen N in deze portie is gelijk aan:

$$\begin{aligned} N(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) &= n \cdot N_A = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \\ &6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \\ &= 1,7 \cdot 10^{20} \end{aligned}$$

Dit is een model-uitwerking met begeleidende tekst. Feitelijk kan ze worden beperkt tot de vier rekenregels.

Voorbeeld 2

Zie kader Rekenvoorbeeld 2³.

Aanpak: Bereken uit het volume V en mo-

laire volume V_m de chemische hoeveelheid, $n(\text{N}_2)$, bij die omstandigheden. Bereken dan met behulp van de molaire massa M de massa m :

$$n(\text{N}_2) = \frac{V(\text{N}_2)}{V_m} = \frac{10,0 \text{ dm}^3}{30,0 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,333 \text{ mol}$$

$$M(\text{N}_2) = 2 \cdot 14,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 28,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{N}_2) = n \cdot M = 0,333 \text{ mol} \cdot 28,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{N}_2) = 9,34 \text{ g}$$

Na enige oefening kan dit zonder de aanpak eerst te beschrijven.

Rekenvoorbeeld 6

Uit hoeveel moleculen bestaat 50 mg vitamine C ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$)?

Je moet eerst uitrekenen hoeveel mol 50 mg vitamine C is. Van mg maak je gram en je rekent de molaire massa van vitamine C uit. Daarna vul je de evenredigheidstabel in.

50 mg vitamine C is $5,0 \cdot 10^{-2}$ gram.

De molaire massa van vitamine C is $176,12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

mol	1,00	x
gram	176,12	$5,0 \cdot 10^{-2}$

$$x = \frac{5,0 \cdot 10^{-2} \times 1,00 \text{ mol}}{176,12 \text{ g}} = 2,84 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

vitamine C

Je weet nu hoeveel mol vitamine C je hebt. Nu moet je dit omzetten naar hoeveelheid deeltjes (x).

mol	1,00	$2,84 \cdot 10^{-4}$
deeltjes	$6,022 \cdot 10^{23}$	x

$$x = \frac{2,84 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moleculen}}{1,00 \text{ mol}}$$

$$x = 1,7 \cdot 10^{20} \text{ moleculen vitamine C}$$

Rekenvoorbeeld 2

Onder bepaalde omstandigheden is het molair volume van een gas $30,0 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$. Hoe groot is de massa van $10,0 \text{ dm}^3$ stikstof onder deze omstandigheden?

Eerst moet je in het omrekenenschema van dm^3 gas naar mol gas. Je moet dus delen door V_m .

mol gas	1,00	x
dm^3 gas	30,0	10,0

$$x = \frac{1,00 \text{ mol} \times 10,0 \text{ dm}^3}{30,0 \text{ dm}^3} = 0,3333 \text{ mol N}_2$$

Vervolgens moet je van mol naar gram, dus vermenigvuldigen met de molaire massa van stikstof.

mol	1,00	0,3333
gram	28,02	x

$$x = \frac{0,3333 \text{ mol} \times 28,02 \text{ g}}{1,00 \text{ mol}} = 9,34 \text{ g N}_2$$

We hebben in de berekening aantal mol N_2 nog niet op drie significante cijfers afgerond, omdat we nog met deze waarde verder rekenen.

Afronden op het juiste aantal significante cijfers doe je altijd pas na alle delingen en vermenigvuldigingen. In dit geval rond je af op drie significante cijfers.

Massaverhouding en molverhouding bij een reactievergelijking

Rekenen met de massaverhouding en de hoeveelheidverhouding (= molverhouding) van een chemische reactie behoren tot de meest gebruikte binnen het scheikundig rekenen. Ook daar maken de scheikundemethodes gebruik van verhoudingstabellen. Hier twee voorbeelden.

Voorbeeld 3

Zie kader *Welke stof...zwavel*⁴.

In de eerste plaats heb je voor het rekenen met de massaverhoudingen van een reactie geen deeltjestheorie nodig, dus ook geen molecuulmassa of molaire massa! Het is voldoende de *experimentele* massa-verhouding te kennen.

Een uitwerking ziet er dan zo uit:



Experimenteel: 10,0 g ijzer reageert met 5,74 g zwavel (tot 15,74 g ijzersulfide).

We delen door het kleinste getal en noteren dat in een groothedenvergelijking om een *unieke* en *eenvoudige* vergelijking voor de massaverhouding bij een reactie te krijgen ⁵:

$$\frac{m_{\text{ijzer}}}{1,74} = \frac{m_{\text{zwavel}}}{1,00} = \frac{m_{\text{ijzersulfide}}}{2,74}$$

Vul van een gegeven stof de massa in en bepaal welke stof in overmaat is:

$$\frac{15,0 \text{ g}}{1,74} = \frac{m_{\text{zwavel}}}{1,00}, \text{ dus: } m_{\text{zwavel}} = \frac{15,0 \text{ g}}{1,74} = 8,62 \text{ g}$$

Er is meer zwavel aanwezig, dus zwavel is in overmaat en het ijzer reageert op. We berekenen nu de massa's zwavel en ijzersulfide die na de reactie overblijven.

$$m_{\text{zwavel, over}} = 12,0 \text{ g} - 8,62 \text{ g} = 3,38 \text{ g} \approx 3,4 \text{ g}$$

En:

$$\frac{15,0 \text{ g}}{1,74} = \frac{m_{\text{ijzersulfide}}}{2,74}$$

$$m_{\text{ijzersulfide}} = \frac{2,74}{1,74} \cdot 15,0 \text{ g} = 23,6 \text{ g}$$

Controle: de som is 27,0 gram, gelijk aan de totale massa van de beginhoeveelheden.

Dit is een modeluitwerking, met uitleg erbij. De notatie kan korter door de begeleidende tekst weg te laten.

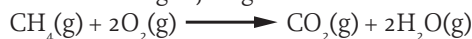
NB: Als je begint met de massa zwavel in te vullen in de vergelijking, vind je een benodigde massa ijzer van 20,9 g. Daaruit kan dezelfde conclusie worden getrokken.

Voorbeeld 4

We mengen 12,0 g methaan met 52,3 g

zuurstof en laten het mengsel reageren tot CO_2 en H_2O .

De reactievergelijking is:



Bereken de massa van alle stoffen die na de reactie overblijven (in g).

We weten niet welke stof in overmaat is, en berekenen eerst de chemische hoeveelheid van O_2 en CH_4 . Daarna gaan we voor

$$\frac{n(\text{CH}_4)}{1} = \frac{n(\text{O}_2)}{2} = \frac{n(\text{CO}_2)}{1} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{2}$$

Dan volgt voor de hoeveelheid CH_4 die met de *gegeven* hoeveelheid O_2 kan reageren:

$$n(\text{CH}_4)_{\text{stoich.}} = \frac{n(\text{O}_2)}{2} = \frac{1,634 \text{ mol}}{2} = 0,817$$

We hebben maar 0,7481 mol CH_4 , dus CH_4 is in *ondermaat* aanwezig en reageert op, met:

$$n(\text{O}_2)_{\text{stoich.}} = 2 \cdot n(\text{CH}_4) = 2 \times 0,7481 \text{ mol} = 1,496 \text{ mol}$$

Er blijft dan zuurstof over:

$$n(\text{O}_2)_{\text{over}} = 1,634 \text{ mol} - 1,496 \text{ mol} = 0,138 \text{ mol}$$

$$m(\text{O}_2)_{\text{over}} = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 0,138 \text{ mol} \cdot 32,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 4,42 \text{ g}$$

Voor de reactieproducten CO_2 en H_2O geldt dan, uitgaand van $n(\text{CH}_4)$:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CH}_4) = 0,7481 \text{ mol}$$

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 0,7481 \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 32,9 \text{ g}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot n(\text{CH}_4) = 2 \cdot 0,7481 \text{ mol} = 1,496 \text{ mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 1,496 \text{ mol} \cdot 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 27,0 \text{ g}$$

In deze berekening zijn alle denkstappen volledig weergegeven. Toch blijft ze vrij kort en overzichtelijk. Als we in het begin hadden uitgerekend hoeveel O_2 er met de gegeven hoeveelheid CH_4 kon reageren, dan hadden we een overmaat O_2 geconstateerd. Ook dan start je vanuit de gegeven hoeveelheid CH_4 . Daarvan weet je immers hoeveel er reageert.

Als je deze berekening met verhoudingstabellen en de kruisregel uitvoert, moet je voor elke stap een tabel en een kruisregel opstellen, wat aanzienlijk meer werk is, en veel onoverzichtelijker.

Reacties van leerlingen

“Mogen we geen verhoudingstabellen meer gebruiken? Die zijn zo makkelijk.” Deze reactie van een V4-leerling is karakteristiek voor de algemene opinie van H4- en V4-leerlingen als ze bij aanvang van het schooljaar van de docent (GM) horen dat ze geen verhoudingstabellen mogen gebruiken. Daarna werkt de docent tijdens de lessen *alle* rekenopgaven (dichtheid, berekeningen met chemische hoeveelheid, molair volume, reactie-energie, concentratie) uitsluitend uit via een geschikte groothedenvergelijking. Benadrukt wordt welke notatiwijze er van de leerlingen wordt verwacht en welke voordelen deze methodiek heeft. De leerlingen accepteren dit vlot. Geen enkele leerling maakt daarna nog gebruik van verhoudingstabellen,

Welke stof is in overmaat, ijzer of zwavel

Voorbeeld 2

Je mengt 15,0 gram ijzer met 12,0 gram zwavel en laat een reactie plaatsvinden. Hoeveel gram van welke stof(fen) is na de reactie aanwezig?

Je kunt twee aannames doen:

1 Na de reactie is er geen zwavel meer over.

Hoeveel g ijzer is daarvoor nodig?

2 Na de reactie is er geen ijzer meer over.

Hoeveel g zwavel is daarvoor nodig?

Aanname 1

	ijzer	zwavel
massaverhouding	55,85	32,06
hoeveelheid stof (g)	x	12,0

$$x = \frac{55,85 \times 12,0}{32,06} = 20,9 \text{ g}$$

Je hebt 20,9 g ijzer nodig om met 12,0 g zwavel te reageren. Je hebt maar 15,0 g ijzer. Aanname 1 is dus niet goed.

Aanname 1 is onjuist, je werkt nu aanname 2 uit.

Aanname 2

	ijzer	zwavel
massaverhouding	55,85	32,06
hoeveelheid stof (g)	15,0	y

$$y = \frac{15,0 \times 32,06}{55,85} = 8,61 \text{ g}$$

Je hebt 8,61 g zwavel nodig om met 15,0 g ijzer te reageren. Je hebt 12,0 g zwavel. Er blijft dus $12,0 - 8,61 = 3,39 \text{ g}$ zwavel over. Aanname 2 klopt dus!

Na de reactie zit er 3,39 g zwavel in het reactievat en $8,61 + 15,0 = 23,61 \text{ g}$ ijzersulfide.

één stof (bijvoorbeeld CH_4) na hoeveel ervan kan reageren met de *gegeven* hoeveelheid van de andere stof (volgens de reactievergelijking):

$$n(\text{CH}_4) = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{CH}_4)} = \frac{12,0 \text{ g}}{16,04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,7481 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{52,3 \text{ g}}{32,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,634 \text{ mol}$$

De vandedondervergelijking^{6,7,8} voor deze reactie is:

ondanks dat het leerboek en het uitwerkingenboek dat wel doen. Hun notatiewijze gaat stapsgewijs vooruit. In het begin vergeten leerlingen vaak nog het symbool voor de te berekenen groothed bij elke rekenstap te vermelden. Het is prachtig om te zien dat ze de rekenopgaven na verloop van tijd steeds consequenter uitwerken. Een groothedenvergelijking laat in één oogopslag zien wat de leerling berekent en hoe dat is gedaan. Al snel zijn leerlingen positief over deze rekenmethode. “Handig, het is overzichtelijk”, is nu de reactie. Ook voor de docent biedt het veel voordelen: snel is zichtbaar waar de leerling een denk- of rekenfout maakt in de uitwerking van een opgave.

Tot slot

Uit het bovenstaande blijkt dat scheikundig rekenen met groothedenvergelijkingen prima werkt. De berekeningen zijn helder en overzichtelijk. Tot voor kort was er geen tekst beschikbaar, die het scheikundig rekenen behandelde met

groothedenvergelijkingen én met toepassen van de richtlijnen van de IUPAC op dit gebied. Die situatie is veranderd⁵.

De reden waarom verhoudingstabellen en kruisregels gebruikt worden schijnt uit de wiskunde te komen. Dat mag geen aanleiding zijn om zo'n onhandige methode ook te gebruiken bij scheikunde. De schrijvers van dit artikel hebben meer dan twintig jaar lesgegeven op een mbo laboratoriumtechniek. Die studenten kwamen van de mavo, later het vmbo. Onze ervaring is dat ze het rekenen met groothedenvergelijkingen prima aankonden. Je moet het ze wel vanaf het begin goed aanleren! Belangrijk is om binnen de vaksectie uitsluitend deze methodiek te hanteren, om te voorkomen dat een leerling in de war raakt en teruggrijpt op het gebruik van verhoudingstabellen. Nu zijn de uitgevers aan zet!

Noten

1. Cohen, E.R., Cvitas, T., Frey, J.G., Holmström, B., Kuchitsu, K., Marquardt, R., Mills, I., Pavese,

F., Quack, M., Stohner, J., Strauss, H.L., Takami, M., en Thor, A.J. (2008). Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry. *IUPAC Green Book*, 3rd Edition, 2nd Printing, blz. 3-9, 22, 23, 47, 48, 97, 98. Cambridge: IUPAC & RSC Publishing. (<http://tinyurl.com/brok894>); verplichte literatuur voor schrijvers van leermethodes scheikunde!

2. *Chemie Overal*, 4 vwo, zesde editie, vierde oplage 2012. Educatieve Partners Nederland, blz. 65.
3. *Chemie Overal*, 4 vwo, zesde editie, vierde oplage 2012. Educatieve Partners Nederland, blz. 100.
4. *Chemie Overal*, 3 vwo, zesde editie, vierde oplage 2012. Educatieve Partners Nederland, blz. 116.
5. Heldens, P. (2014). *Reader Scheikundig Rekenen*, blz. 15-16, <http://ph-chemischrekenen.nl>.
6. *Ibidem*, blz. 32-33.
7. Ten Hoor, M. (1988). Scheikundig rekenen naar de Donder. *NVON Maandblad*, (13)6, 265.
8. Tykodi, R.J. (1987). *J. Chem. Educ.* 64, 958-960.

Kleintje wetenschap

Instabiele metaaloxiden

Bij deeldrukken in de orde van grootte van 10^{-20} bar ontleiden metaaloxiden 'spontaan' in metaal en zuurstof. Dat gebeurt bij FeO, CuO, NiO, Cu₂O en Ce₂O₃.

■ Bron: *c+b* 1/14

Kleintje wetenschap

Energie uit zee- en rivierwater

Sinds februari draait bij de Afsluitdijk de eerste centrale die zijn energie haalt uit het verschil in zoutgehalte tussen rivier- en zeewater. Deze nieuwe energievorm heet *blue energy* en maakt gebruik van omgekeerde elektrodialyse. Het mengen van een kuub rivierwater met een kuub zeewater levert in theorie 1,4 MJ aan energie op. Nederland is koploper in deze technologie.

■ Bron: *C2W6* 11 april

ADVERTENTIE



BEVOEGDHEID TE GRAAD HALEN?

Bij Hogeschool Utrecht kunt u doorstuderen voor een Master of Education voor de vakken Biologie, Natuurkunde, Scheikunde en Wiskunde.

Kijk op www.ca.hu.nl voor meer informatie.

ER VALT NOG GENOEG TE LEREN

INSTITUUT
ARCHIMEDES
HOGESCHOOL
UTRECHT

