
HOOFDSTUK 3 - THERMOCHEMIE

Deze nota's zijn zowel beschikbaar in lettertype Verdana (lettergrootte 12pt, interlinie 1.5) als in Minion Pro (11pt, interlinie 1)

De leerling kiest vrij welke opmaak hij of zij verkiest.

Op deze nota's staat een copyright. Verspreiden (dus ook plaatsen op een andere website) zonder toestemming van de auteur is een inbreuk op het auteursrecht.

© D.D'Hert - 2020

Hoofdstuk 3: Reactiesnelheid

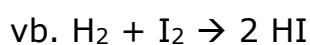
1.	Inleiding	2
2.	Botsingstheorie	2
3.	De gemiddelde reactiesnelheid	4
4.	De ogenblikkelijke reactiesnelheid	5
5.	Factoren die de reactiesnelheid beïnvloeden.....	7
5.1.	Verdeling van de moleculaire kinetische energie	7
5.2.	Invloed van de temperatuur.....	8
5.3.	Invloed van de katalysator	8
5.4.	Invloed van verdelingsgraad	10
5.5.	Invloed van de concentratie	10
6.	De reactiesnelheidsvergelijking	10
7.	Orde van de reactie	12
8.	De snelheidsbepalende stap	13
9.	De reactiesnelheidsconstante.....	14
10.	Experimentele berekening van de orde van een reactie	15
11.	Oefeningen	16
12.	Bepaling van de snelheid, invloed van de concentratie	21
13.	Oplossing oefeningen.	26

<i>LEERPLANDOELSTELLINGEN</i>		<i>Leerplan 2014-007</i>	<i>LEERINHOUDEN</i>
<i>De leerlingen kunnen</i>			
15	het begrip reactiesnelheid uitleggen aan de hand van het aantal effectieve botsingen per tijdseenheid.		Reactiesnelheid, effectieve botsingen
16	het belang van de activeringsenergie bij effectieve botsingen beschrijven.		Minimale energie Activeringsenergie Geactiveerd complex
17	de invloed van snelheidsbepalende factoren van een reactie verklaren in termen van botsingen tussen deeltjes en van activeringsenergie.		Factoren: de verdelingsgraad van de stof, de concentraties (druk en volume bij gassen) en de temperatuur; katalysator
18	de invloed van verschillende factoren op de reactiesnelheid experimenteel onderzoeken en interpreteren.		Leerlingenpracticum Factoren die kunnen onderzocht en verklaard worden: <ul style="list-style-type: none"> • de verdelingsgraad van de stof; • de katalysator of de inhibitor; • de concentratie van een oplossing; • de druk van gassen; • de temperatuur.
19	op basis van gegeven of gemeten reactiesnelheden bij wisselende beginconcentraties van de uitgangsstoffen, snelheidsvergelijkingen opstellen voor een reactie.		Snelheidsvergelijking Reactiesnelheidsconstante Elementair proces De orde van een reactie

Hoofdstuk 3: Reactiesnelheid

1. Inleiding

Een chemische reactie is een verschijnsel waarbij nieuwe stoffen ontstaan. Nieuwe stoffen ontstaan door het verbreken van bepaalde chemische bindingen en het ontstaan van andere chemische bindingen.



In het vorige hoofdstuk hebben we gezien dat een reactie twee drijfveren heeft:

- het streven naar een minimale enthalpie-inhoud ($\Delta H = -$);
- het streven naar een maximale entropie ($\Delta S = +$).

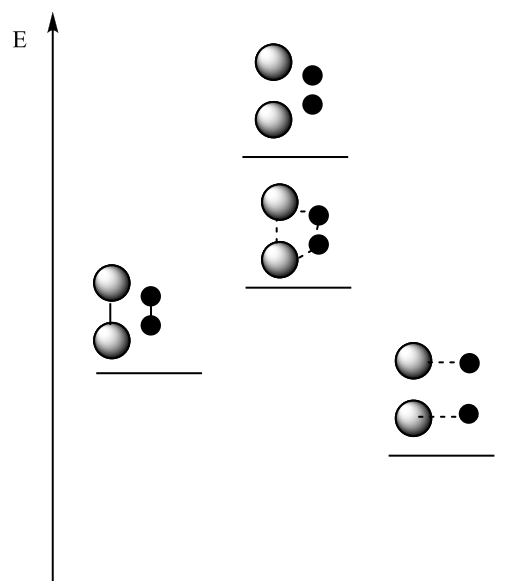
Chemische reacties kunnen zich aan uiteenlopende snelheden voltrekken. Sommige reacties verlopen bijzonder snel, zoals explosies, verbranding van H_2 . Andere verlopen zeer traag (oxidatie van diamant, roesten van Fe), andere zijn 'meetbaar' (reactie van Na of K met water).

2. Botsingstheorie

Volgens de botsingstheorie is een reactie het gevolg van botsing van deeltjes. Niet elke botsing leidt echter tot een reactie. De botsende deeltjes moeten over een voldoende hoge kinetische energie beschikken (snelheid van de botsende deeltjes moet voldoende hoog zijn) en de deeltjes moeten met een geschikte oriëntatie botsen. Wanneer aan beide voorwaarden is voldaan, kunnen nieuwe atoomcombinaties ontstaan. Een dergelijke botsing wordt een effectieve botsing genoemd. Een botsing waarbij de moleculen onveranderd blijven, wordt een elastische botsing genoemd. Vermits niet alle moleculen zich even of voldoende

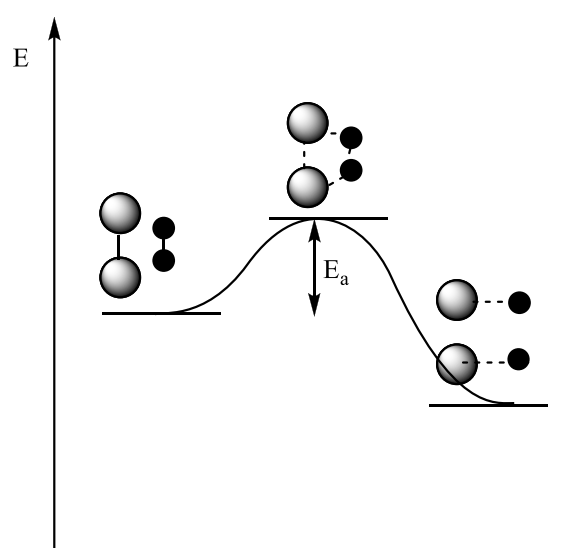
snel bewegen, zijn niet alle botsingen voldoende hevig en vermits de moleculen zich wanordelijk bewegen, gebeuren niet alle botsingen met een geschikte oriëntatie.

Als twee (of meer) moleculen met elkaar botsen met voldoende hoge snelheid en gunstige oriëntatie, ontstaat een "overgangsstadium" of geactiveerd complex: dit is een toestand waar de verdwijnende bindingen nog niet volledig verdwenen zijn en de te vormen bindingen nog niet volledig zijn gevormd. Dit is energetisch gunstiger dan de toestand waarbij alle bindingen verbroken worden, alvorens de nieuwe bindingen te vormen.



Het breken van bindingen kost energie, bij het vormen van bindingen wordt energie vrijgesteld. Het geactiveerd complex heeft een lagere energie-inhoud dan de toestand waarbij bindingen worden verbroken alvorens nieuwe bindingen worden gevormd, omdat nog voor de bindingen volledig zijn verbroken, al energie wordt vrijgesteld door de vorming van de nieuwe bindingen.

Het geactiveerd complex heeft in elk geval een hogere energie-inhoud dan de uitgangsstoffen. Het verschil in enthalpie tussen het geactiveerd complex en de uitgangsstoffen, wordt de activeringsenthalpie genoemd (E_a). Deze activeringsenthalpie is altijd positief en vormt als het ware een barrière tussen de uitgangsstoffen en de reactieproducten.



Uit een figuur verder in de cursus (verdeling moleculaire kinetische energie) moet ook blijken dat – vermits niet alle moleculen over dezelfde kinetische energie beschikken – dat enkel die moleculen met een voldoende hoge kinetische energie deze activeringsenthalpie kunnen overwinnen, wat leidt tot een effectieve botsing.

Het botsingsmodel is een theorie die aangewend kan worden om bepaalde inzichten te verwerven. Ze kan echter niet toegepast worden op alle reacties. Zo kan de ontleding van water ($2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$) of de ontleding van zilverchloride/zilverbromide in het licht ($2\text{AgCl} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cl}_2$) niet verklaard worden gebruik makende van de botsingstheorie.

3. De gemiddelde reactiesnelheid

De gemiddelde reactiesnelheid wordt gedefinieerd als het vermindering van het aantal mol van de uitgangsstoffen of het toename van het aantal mol reactieproducten per tijdseenheid.

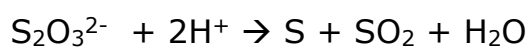
$$v = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{\Delta n_{\text{reactieproducten}}}{\Delta t} = -\frac{\Delta n_{\text{uitgangsstoffen}}}{\Delta t}$$

Om resultaten van verschillende reacties te vergelijken, moet rekening worden gehouden met het volume.

$$v = \frac{\Delta n}{V \Delta t} = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{\Delta c_{\text{reactieproducten}}}{\Delta t} = -\frac{\Delta c_{\text{uitgangsstoffen}}}{\Delta t}$$

De eenheid van reactiesnelheid is dus mol/L.s



De reactiesnelheid kan voorgesteld worden als

$$v = -\frac{\Delta c[H^+]}{\Delta t} = -\frac{\Delta c[S_2O_3^{2-}]}{\Delta t} = \frac{\Delta c[S]}{\Delta t} = \frac{\Delta c[SO_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta c[H_2O]}{\Delta t}$$

De concentratie aan H^+ daalt tweemaal zo snel als de concentratie aan het thiosulfaation. Het kan dus niet dat de reactiesnelheid zou afhangen van welke stof men aanschouwd. Daarom moet rekening worden gehouden met het voorgetal.

$$v = \pm \frac{1}{n} \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

$$v = -\frac{1}{2} \frac{\Delta c[H^+]}{\Delta t} = -\frac{\Delta c[S_2O_3^{2-}]}{\Delta t} = \frac{\Delta c[S]}{\Delta t} = \frac{\Delta c[SO_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta c[H_2O]}{\Delta t}$$

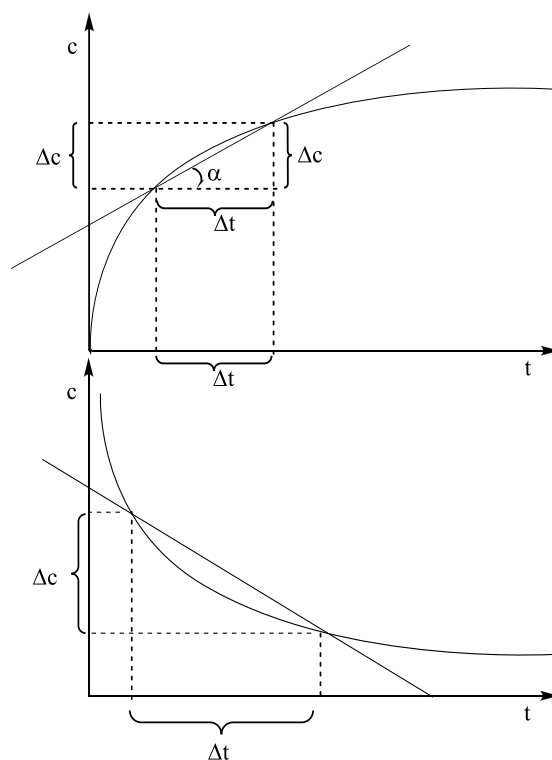
Algemeen: voor een reactie van het type $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta c[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta c[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta c[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta c[D]}{\Delta t}$$

4. De ogenblikkelijke reactiesnelheid

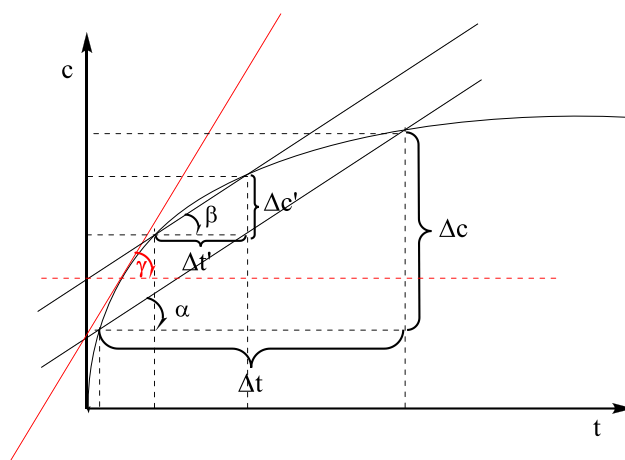
De gemiddelde reactiesnelheid geeft de gemiddelde snelheid weer voor een bepaald tijdsinterval Δt . Wiskundig gezien is de richtingscoëfficiënt van de rechte gelijk aan de reactiesnelheid: de richtingscoëfficiënt van de rechte op de grafiek die de concentratie(verandering) weergeeft in functie van de tijd, is gelijk aan Δc op Δt , dit is de gemiddelde reactiesnelheid.

De snelheid van de reactie



(verandering van concentratie per tijdseenheid) is echter niet noodzakelijk op elk ogenblik in dit tijdsinterval gelijk. De ogenblikkelijke snelheid geeft de snelheid op een welbepaald ogenblik weer.

De snelheid op een welbepaald ogenblik kan bepaald worden door het tijdsinterval Δt te verkleinen. De snelheid van de reactie over een oneindig klein tijdsinterval, is bijgevolg gelijk aan de ogenblikkelijke snelheid (zie fig).



$$v = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{dc}{dt}$$

(dit is de afgeleide van de concentratie naar de tijd)

De ogenblikkelijke snelheid op een bepaald ogenblik wordt aldus de richtingscoëfficiënt van de raaklijn aan de curve op dat ogenblik. Deze richtingscoëfficiënt is bovendien gelijk aan de tangens van de hoek gevormd tussen de raaklijn en de x-as (in bijgevoegde figuur is dat hoek α , β of γ).

Voor de reactie $H_2 + I_2 \rightarrow 2 HI$ kan de ogenblikkelijke reactiesnelheid worden gedefinieerd als volgt:

$$v = -\frac{d[H_2]}{dt} = -\frac{d[I_2]}{dt} = +\frac{1}{2} \frac{d[HI]}{dt}$$

Reactiesnelheden kunnen experimenteel bepaald worden indien de concentraties van de stoffen in de loop van de reactie continue bepaald kunnen worden. Indien gekleurde producten ontstaan of verdwijnen, kan een concentratieverandering bepaald worden door kleurverandering of verandering van doorlating van licht. Wanneer ionen ontstaan of verdwijnen kunnen concentratieveranderingen bepaald worden door

verandering in geleidingsvermogen van de oplossing (conductimetrische methode). In sommige gevallen kunnen de concentraties bepaald worden door het mengsel te analyseren op verschillende tijdstippen. Dit kan natuurlijk enkel indien de reactie onmiddellijk kan worden gestopt worden, door bijvoorbeeld het mengsel zeer sterk af te koelen of een katalysator weg te nemen.

5. Factoren die de reactiesnelheid beïnvloeden

De snelheid van een reactie is een functie van het aantal effectieve botsingen.

$$v = -\frac{d[\text{reagens}]}{dt} = \text{functie aantal effectieve botsingen.}$$

Elke factor die het aantal effectieve botsingen beïnvloedt, beïnvloedt de reactiesnelheid. De reactiesnelheid kan dus opgedreven worden, door het aantal botsingen of het aantal effectieve botsingen te verhogen.

5.1. Verdeling van de moleculaire kinetische energie

Niet alle moleculen van een stof bij een welbepaalde temperatuur bezitten dezelfde kinetische energie. De meeste moleculen hebben een energie die ligt rond het gemiddelde van de energie van alle moleculen. Een klein percentage beweegt veel sneller (veel hogere kinetische energie), een klein percentage beweegt veel trager. Alleen die moleculen die over een kinetische energie beschikken dan het

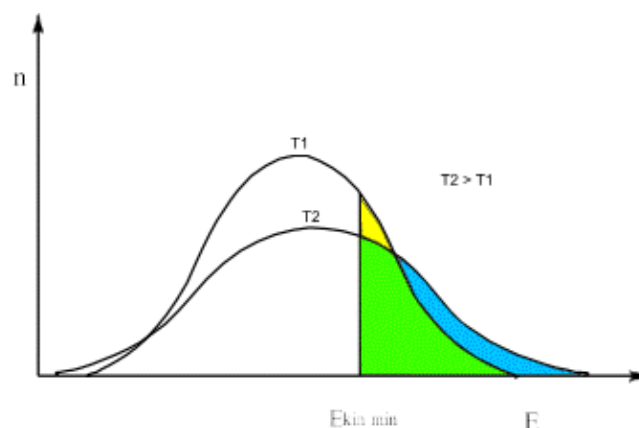


minimum noodzakelijk voor een effectieve botsing, ondergaan effectieve botsingen (indien aan de bijkomende voorwaarde – een correcte oriëntatie- is voldaan).

5.2. Invloed van de temperatuur

De snelheid van een reactie neemt toe met toenemende temperatuur. Een hogere temperatuur betekent dat de moleculen over een hogere kinetische energie beschikken. Dit resulteert in:

- meer botsingen;
- krachtigere botsingen.



De bijgaande figuur toont dat bij hogere kinetische energie, meer moleculen over de minimale kinetische energie nodig voor een effectieve botsing, beschikken. Een paar graden verschil kan een immens verschil maken wat betreft de snelheid van een reactie.

5.3. Invloed van de katalysator

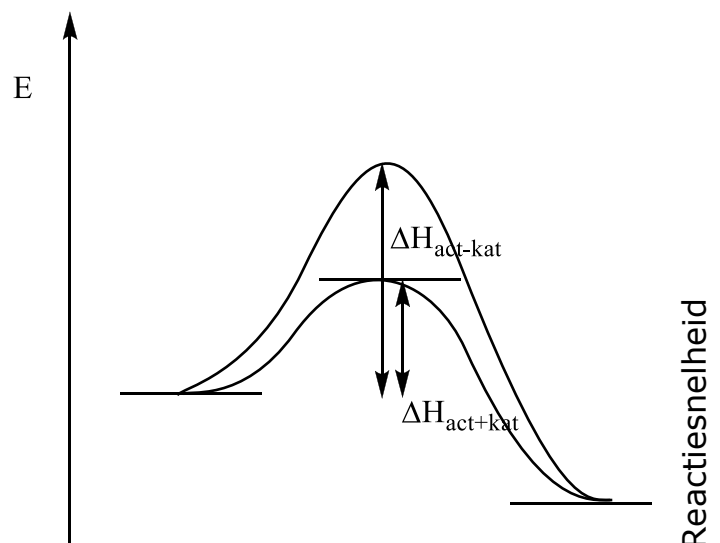
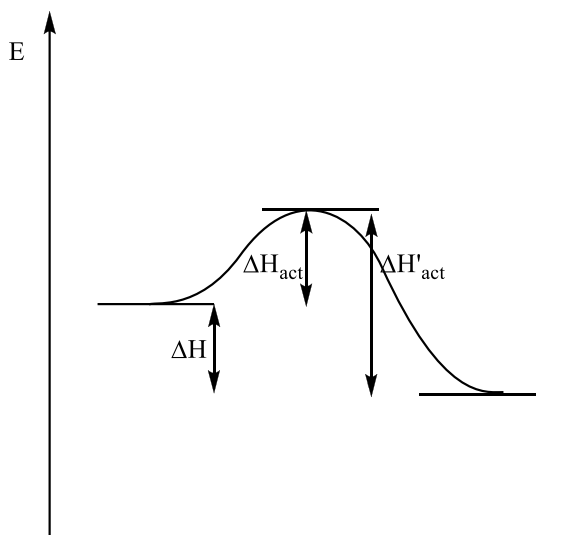
Een katalysator is een stof die de reactiesnelheid beïnvloedt, zonder zelf aan de reactie deel te nemen. Daarom volstaan kleine hoeveelheden van een katalysator. De werking van de katalysator berust in het feit dat de katalysator in een bepaalde stap van de reactie reageert met het reagens, om daarna ongewijzigd terug vrijgesteld te worden. In vergelijking tot de reactie zonder katalysator, ontstaat een ander geactiveerd complex.

Men kan een onderscheid maken tussen een positieve katalysator (verhoogt de reactiesnelheid) en een negatieve katalysator (verlaagt de reactiesnelheid). Negatieve katalysatoren worden gebruikt voor reactie die zich aan dermate hoge snelheid voltrekken, dat de reactie uit de hand loopt en gevaren oplevert. Het gebruik van een negatieve katalysator laat toe het proces onder controle te houden.



Een positieve katalysator beïnvloedt de reactiesnelheid in gunstige zin door de activeringsenergie te verlagen. Hierdoor daalt de minimale kinetische energie noodzakelijk voor een effectieve botsing, waardoor een grotere fractie van de moleculen over de noodzakelijke kinetische energie beschikt om effectief te botsen.

Een katalysator verlaagt de activeringsenergie voor de reactie in beide richtingen!



5.4. Invloed van verdelingsgraad

De reactiesnelheid neemt toe met toenemende verdelingsgraad. Met stijgende verdelingsgraad neemt de contactoppervlakte toe.

5.5. Invloed van de concentratie

Wanneer de concentratie toeneemt, zijn meer deeltjes per volume-eenheid aanwezig. Het aantal botsingen per tijdseenheid (en dus het aantal effectieve botsingen) neemt dus toe, wat een hogere reactiesnelheid tot gevolg heeft. Omdat de concentratie aan reagentia daalt tijdens het verloop van de reactie, neemt de snelheid van een reactie af in functie van de tijd.

6. De reactiesnelheidsvergelijking

Een kwantitatief verband opstellen tussen factoren die de reactiesnelheid beïnvloeden en de reactiesnelheid, ligt niet altijd voor de hand, behalve wanneer een van de uitgangsstoffen of reactieproducten zichtbaar is (gekleurd gas/product).

Onderstel de reactie $A \rightarrow B + C$ waarbij A een gekleurd gas is, dan kan door middel van spectrometrie, de daling van de concentratie van het gas gemeten worden.

De gemiddelde snelheid is gelijk aan $v = -\frac{\Delta c}{\Delta t} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$.

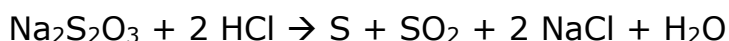
De ogenblikkelijke snelheid voor een tijdsinterval $\Delta t \rightarrow 0$, of de richtingscoëfficiënt van de raaklijn aan de curve, geeft de snelheid voor één bepaald ogenblik.

Uit het zelfstandig werk is gebleken dat de reactiesnelheid toeneemt bij toenemende concentratie aan reagerende stoffen. Het verband tussen snelheid en concentratie kan experimenteel worden bepaald door de reactie te laten verlopen gebruik maken van verschillende concentraties. Meestal blijkt een eenvoudig verband te bestaan tussen concentratie en reactiesnelheid, deze wiskundige uitdrukking is de reactiesnelheidsvergelijking.



$$v \sim [\text{HCl}]^2$$

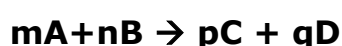
de reactiesnelheid is evenredig met het kwadraat van de beginconcentratie aan HCl ($v/c^2 = \text{cte}$)



$$v \sim [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$$

de reactiesnelheid is evenredig met de beginconcentratie aan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (of $v/c = \text{cte}$)

Algemeen geldt voor een reactie in een homogeen¹ stelsel



$$\mathbf{v = k[A]^m[B]^n}$$

De theoretische reactiesnelheid is op elk ogenblik evenredig met het product van de concentraties van de reagentia, verheven tot de n-de macht, als de stof met n mol aan de reactie deelneemt. Dit is de wet van

¹ De beschouwingen in dit hoofdstuk gelden alleen voor reacties in homogeen milieu (gassen en oplossingen). Voor heterogene reacties kan men geen algemeen geldende regels afleiden. Alleen kan men stellen dat reacties sneller verlopen naarmate de uitgangsstoffen fijner verdeeld zijn.

Guldberg-Waage of de wet van de massawerking. De factor k is de reactiesnelheidsconstante.

Reactievergelijking	Verband tussen reactiesnelheid en concentraties
$\text{CO}_{(g)} + \text{NO}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{NO}_{(g)}$	$v = k \cdot [\text{CO}] \cdot [\text{NO}_2]$
$2\text{N}_2\text{O}_{5(g)} \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_{4(g)} + \text{O}_{2(g)}$	$v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]$
$\text{C}_2\text{H}_{4(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_{6(g)}$	$v = k \cdot [\text{C}_2\text{H}_4] \cdot [\text{H}_2]$
$\text{CH}_3\text{Cl}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{CCl}_{4(g)} + \text{HCl}_{(g)}$	$v = k \cdot [\text{CH}_3\text{Cl}] \cdot [\text{Cl}_2]^{1/2}$
$2\text{NO}_{(g)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{N}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$

Wanneer de reactiesnelheid experimenteel wordt bepaald, blijkt de werkelijke reactiesnelheid niet steeds aan deze theoretische reactiesnelheid te beantwoorden. Met andere woorden, de reactiesnelheid voor een reactie



$$v = k[\text{A}]^x[\text{B}]^y$$

waarbij de exponenten x en y experimenteel dienen te worden bepaald. De exponenten zijn steeds groter dan nul (de snelheid daalt immers nooit met toenemende concentratie). Er bestaat met andere woorden geen vast verband tussen de voorgetallen en de exponenten (maar de reactiesnelheid is wel evenredig met de concentratie aan de reagentia).

7. Orde van de reactie

Voor een reactie $m\text{A} + n\text{B} \rightarrow p\text{C} + q\text{D}$ met $v = k[\text{A}]^x[\text{B}]^y$ is

- x de werkelijke orde van de reactie ten opzichte van reagens A
- y de werkelijke orde van de reactie ten opzichte van reagens B
- x+y de (werkelijke) globale orde van de reactie.

De werkelijke ordes moeten experimenteel worden bepaald, de theoretische orde (en globale orde) kunnen afgeleid worden uit de reactievergelijking.

De werkelijke (globale) orde geeft weer hoeveel deeltjes betrokken zijn tijdens de stap die de reactiesnelheid bepaalt.

Als de orde gelijk is aan

- 1: één deeltje valt uiteen, de 'brokstukken' reageren verder
- 2: twee corpusculen botsen
- 3: drie corpusculen botsen
- >3: meer dan drie corpusculen botsen (wat zelden voorkomt).

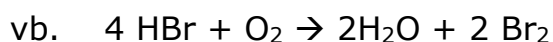
De werkelijke orde van de reactie is altijd kleiner of gelijk aan de theoretische orde van de reactie!

8. De snelheidsbepalende stap

Veel reacties verlopen veel ingewikkelder dan op eerste zicht lijkt. Dit is het geval wanneer de experimentele (werkelijke) orde kleiner is dan de theoretische orde van de reactie.

Een reactievergelijking geeft enkel de begin- en eindtoestand van een reactie weer. Het reactiemechanisme geeft weer in welke stappen een reactie verloopt, in welke stappen bindingen worden verbroken en gevormd. Elk van deze stappen heeft een bepaalde orde en snelheid. De snelheid van een totale reactie kan nooit sneller zijn dan de snelheid van de traagste stap, dit is de snelheidsbepalende stap. De orde van de

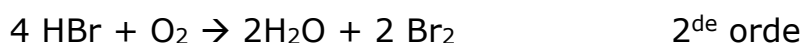
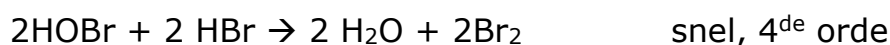
deelreactie met de laagste snelheid, bepaalt de orde van de reactie, met andere woorden: de traagste stap is snelheidsbepalend.



theoretische $v=k[\text{HBr}]^4[\text{O}_2]^1 \rightarrow$ theoretische orde =5

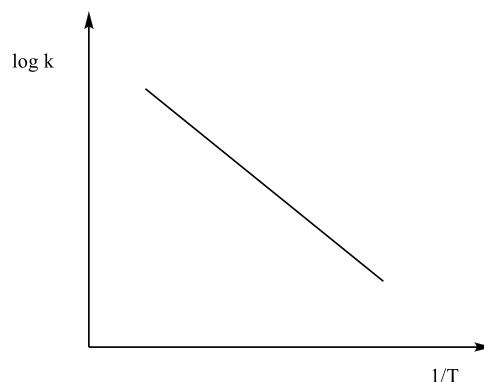
werkelijk $v=k[\text{HBr}]^1[\text{O}_2]^1 \rightarrow$ theoretische orde =2

Deze reactie verloopt echter in verschillende stappen



9. De reactiesnelheidsconstante

De snelheid hangt naast de concentratie, ook af van de temperatuur en de aanwezigheid van een katalysator. De invloed van deze factoren zit begrepen in de reactiesnelheidsconstante k . Indien geen katalysator aanwezig is, is de snelheid enkel afhankelijk van de temperatuur. Het verband tussen de reactiesnelheid en de temperatuur is als volgt



$$\log k \sim 1/T$$

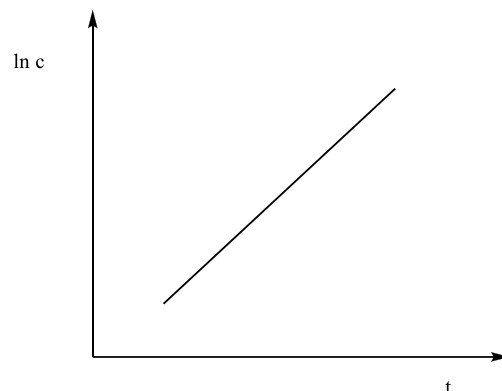
De mate waarin de reactie afhangt van de temperatuur, hangt af van reactie tot reactie. Voor de meeste reacties geldt echter dat een verhoging van 10°C, een verdubbeling van de reactiesnelheid met zich meebrengt.

10. Experimentele berekening van de orde van een reactie

Op basis van experimentele data over de concentratie van de concentraties van de stoffen, kan de orde worden bepaald.

Indien de reactie van de eerste orde is, geldt:

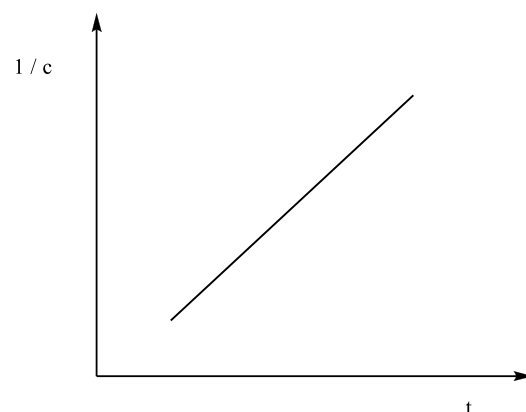
$$\begin{aligned}v &= -\frac{d[c]}{dt} = k[c] \\ \Rightarrow \frac{d[c]}{c} &= k \cdot dt \\ \Rightarrow -\ln c &= kt\end{aligned}$$



Bij een reactie van de eerste orde, is de natuurlijke logaritme van de concentratie recht evenredig met de tijd. Grafisch uitgezet, levert dit een rechte op in de grafiek ln concentratie in functie van de tijd.

Indien de reactie van de tweede orde is, dan geldt:

$$\begin{aligned}v &= -\frac{dc}{dt} = kc^2 \\ \Rightarrow -\frac{dc}{c^2} &= kdt \\ \Rightarrow \frac{1}{C} &= kt\end{aligned}$$



Bij een reactie van de tweede orde is de concentratie omgekeerd evenredig met de tijd, met andere woorden de curve 1/C uitgezet ten op zichte van de tijd, levert een rechte op.

Indien de reactie niet van de eerste en tweede orde blijkt te zijn, kan men enkel besluiten dat de reactie een orde heeft die groter is dan twee.

11. Oefeningen

1. De concentratie van een uitgangsstof evolueert als volgt:

Tijd in minuten	Concentratie in mol/L
2	1
4	0,5
6	0,3
8	0,25
10	0,2
12	0,16

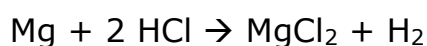
Bepaal de orde van de reactie.

2. In een volume van 1L is er 1 mol van stof A en 2,5 mol van stof B. Beide stoffen reageren met elkaar volgens $A + 3B \rightarrow C$. Na 120 seconden blijft 0,95 mol A over. Bepaal de gemiddelde reactiesnelheid.

3. Voor een reactie $2A + B \rightarrow C$ geldt $v = k[A]^2[B]$. De waarde van de reactiesnelheidsconstante bedraagt 0,2. In een ruimte van 1 L brengt men 8g van stof A en 2,24g van stof B. De molaire massa van stof A en B bedraagt respectievelijk 160g/mol en 78g/mol. Na 10 minuten is de helft van de oorspronkelijke hoeveelheid A omgezet. Bepaal de reactiesnelheid op dat ogenblik.

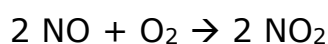
4. Bij een bepaalde concentratie van stoffen A en B zijn er per cm^3 en per s 10^{20} botsingen, waarvan 2% effectief. Bij een verhoging van 10°C is er een verdubbeling van de reactiesnelheid. Hoeveel moleculen van stof C worden er per liter en per seconde gevormd als $A+B \rightarrow 2C$? Hoe groot is het aantal botsingen en het aantal effectieve botsingen bij de temperatuursverhoging van 10°C per seconde?

5. Leg uit waarom het aansteken van een haardvuur bevordert wordt door:
- erin te blazen;
 - fijn gekleefd hout te gebruiken in plaats van grote houtblokken.
6. Wanneer een klontje suiker op tafel wordt gelegd, ligt het er na weken nog (tenzij het opgegeten werd door een hond of een voorbijganger). Wanneer een klontje suiker opgegeten wordt, is het nog dezelfde dag volledig verbrand. Wat is de verklaring hiervoor ?
7. Waarom rijst brood veel gemakkelijker als het op een warme plaats wordt gezet ?
8. Bereken de gemiddelde reactiesnelheid van de volgende reactie:



Na 30s is er in een gesloten ruimte van 10L 0,2 mol H₂ gevormd.

9. In verontreinigde lucht kan de volgende reactie optreden:



Experiment	[NO] in mol/L	[O ₂] in mol/L	$\Delta[\text{NO}_2] / \Delta t$ in mol/Ls
1	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$7 \cdot 10^{-4}$
2	$1 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$14 \cdot 10^{-4}$
3	$1 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-3}$	$21 \cdot 10^{-4}$
4	$2 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-3}$	$84 \cdot 10^{-4}$
5	$3 \cdot 10^{-3}$	$3 \cdot 10^{-3}$	$189 \cdot 10^{-4}$

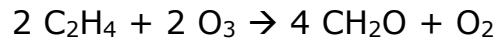
Bij experimenteel onderzoek werden de volgende waarden opgemeten:

Bereken $\Delta[\text{NO}]/\Delta t$ en $\Delta[\text{O}_2]/\Delta t$

m en n in $v=k[\text{NO}]^m[\text{O}_2]^n$

k

10. Een van de belangrijkste stoffen die in smog voorkomen, is formaldehyde. Die stof irriteert de ogen en de slijmvliezen. Ze wordt gevormd door de reactie van etheen met ozon.



De experimentele gegevens vind je in de tabel

Experiment	[O ₃] in mol/L	[C ₂ H ₄] in mol/L	Δ[CH ₂ O] / Δt in mol/Ls
1	0,5·10 ⁻⁷	1·10 ⁻⁸	2,0·10 ⁻¹²
2	1,5·10 ⁻⁷	1·10 ⁻⁸	6,0·10 ⁻¹²
3	1·10 ⁻⁷	2·10 ⁻⁸	8,0·10 ⁻¹²

Bereken $\Delta[\text{O}_3] / \Delta t$

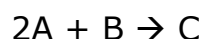
m en n

k

v als $[\text{C}_2\text{H}_4] = [\text{O}_3] = 2,0 \cdot 10^{-7}$

11. Voor een reactie $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ is $k = 0,2$. Van stof A wordt 0,3 mol opgelost in 250mL water; van stof B wordt 0,5 mol opgelost in 500mL water. Beide oplossingen worden samengevoegd. Experimenteel wordt vastgesteld dat v voorgesteld kan worden door $v = k[\text{A}][\text{B}]$. Wat is de beginsnelheid van deze reactie ?

12. We bestuderen volgende reactie:



In een reactievat van 1L brengen we 2 mol van stof A en 1 mol van stof B. Experimenteel wordt vastgesteld dat $v = k[\text{A}]^2[\text{B}]$.

Vergelijk de beginsnelheid van die reactie met de snelheden die bereikt worden in de volgende omstandigheden:

- zowel A als B zijn voor de helft verbruikt;
- A en B zijn allebei voor 2/3 omgezet;

- 2 mol A en 2 mol B worden samen in een reactievat van 1 L gebracht;
- 4 mol A en 2 mol B reageren samen in een reactievat van 1 L.

13. Gegeven de reactie $A + 2B \rightarrow C + D$

Experimenteel kan men bepalen dat $v = k[A][B]$.

Hoeveel keer vermindert of vermeerdert de reactiesnelheid van die reactie wanneer we volgende concentratiewijzigingen doorvoeren:

- zowel de concentratie van A als B wordt verdubbeld;
- de concentratie van A wordt verdubbeld maar die van B blijft ongewijzigd;
- het volume van het reactievat wordt verdubbeld;
- er wordt een inert gas toegevoegd, maar het volume wordt constant gehouden;
- er wordt een inert gas toegevoegd, maar de druk wordt constant gehouden (door volumevergroting).

14. Gegeven de reactie $2A + B \rightarrow C$

Experimenteel heeft men vastgesteld dat $v \sim [A]^2[B]$. De relatieve molecuulmassa van A is 40 en die van B 75. De reactiesnelheidsconstante is gelijk aan 0,1. 36g van stof A wordt samen met 15g van stof B opgelost en aangelengd tot 1L. Hoe groot is de beginsnelheid van die reactie? Hoe groot is de reactiesnelheid als 30% van stof A weggereageerd is?

15. Gegeven de reactie $3A + 2B \rightarrow C + D$.

De relatieve molecuulmassa van A is 42, die van B 64. De reactiesnelheidsconstante is gelijk aan 0,15. 300mL van oplossing A, die 6,4g A per L bevat, wordt gemengd met 350mL van oplossing B, die 15,8g per L bevat. Experimenteel werd

aangetoond dat $v \sim [A]^2$ en $v \sim [B]$. Bereken de reactiesnelheid bij de volgende omstandigheden:

- het begin van de reactie;
- als 25% van stof A is omgezet;
- als er 60% van stof B overblijft.