



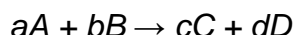
Reactiesnelheid

Een chemische reactie is een proces waarbij beginstoffen (reactanten) worden omgezet in andere stoffen (producten). De snelheid waarmee een product wordt gevormd, kan ook worden gezien als de snelheid waarmee een beginstof verdwijnt. Dit noemen we ook wel de reactiesnelheid.

Voor een simpele, één-stapsreactie $A \rightarrow B$ kan de reactiesnelheid uitgedrukt worden als de verandering van de concentratie in de tijd, oftewel:

$$\text{snelheid} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = +\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

Beginstoffen krijgen een min-teken (-) omdat $\Delta[A]$ negatief is, maar de reactiesnelheid wel een positieve waarde heeft. Voor een complexere reactie, waarbij stoffen in een bepaalde verhouding met elkaar reageren, zoals:



is de snelheid te schrijven als:

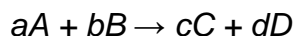
$$\text{snelheid} = -\frac{1}{a} * \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} * \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\frac{1}{c} * \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = +\frac{1}{d} * \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

De reactiesnelheid kan op verschillende manieren bepaald worden, zoals:

- **Vorming van gas:** meten van het volume gas dat tijdens de reactie verandert;
- **Vorming van gas:** meten van een drukverandering die tijdens de reactie optreedt;
- **Verandering van kleur:** meten van de kleurintensiteit die tijdens de reactie verandert;
- **Vorming van ionen:** meten van de geleidbaarheid die tijdens de reactie verandert.

Reactie-orde

Algemeen kan gezegd worden dat de reactiesnelheid afhangt van de concentratie van de reagerende stoffen. Voor de reactie:



kan de reactiesnelheid geschreven worden als

$$s = k * [A]^x * [B]^y$$

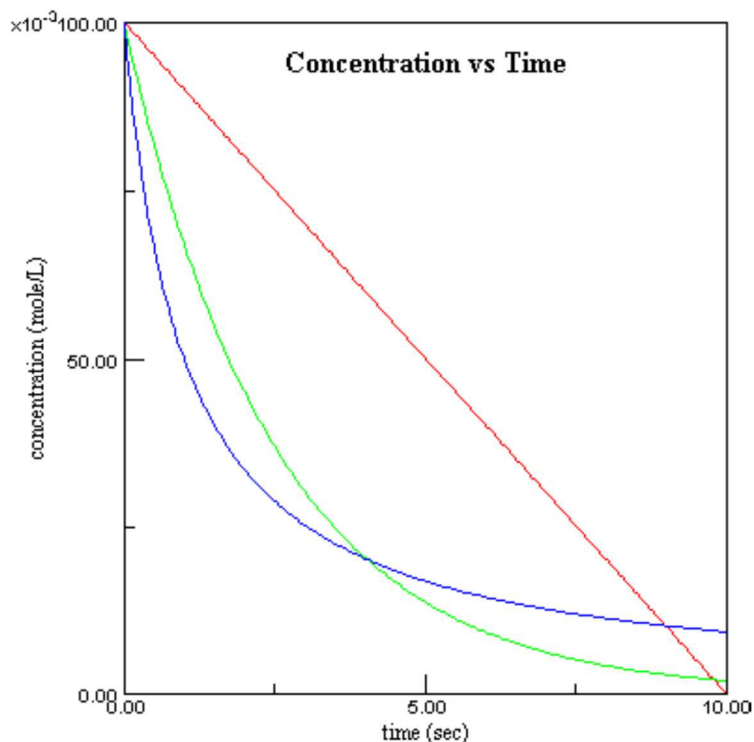
Hierin is k de reactiesnelheidsconstante. Deze is echter wel onder andere afhankelijk van de temperatuur en de verdelingsgraad. De exponenten x en y zijn de reactie-ordes. Deze hangen af van het reactiemechanisme en moeten experimenteel bepaald worden. Vaak wijken deze af van de bijbehorende reactiecoëfficiënten in de reactievergelijking.

De som van x en y is de totale orde van de reactie.

In een nulde-orde reactie is de snelheid van de reactie onafhankelijk van de concentratie van de reactant(en). De reactiesnelheid is gedurende de hele reactie hetzelfde. In de figuur hiernaast geeft de rode lijn een nulde-orde reactie weer.

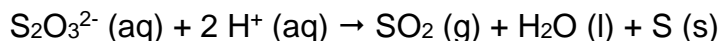
In een eerste-orde reactie is de reactiesnelheid lineair afhankelijk van de concentratie. Als de concentratie daalt, daalt de reactiesnelheid met eenzelfde factor. In de figuur hiernaast geeft de groene lijn een eerste-orde reactie weer.

In een tweede-orde reactie is de reactiesnelheid kwadratisch afhankelijk van de concentratie. De reactiesnelheid daalt snel als de concentratie daalt. In de figuur hiernaast geeft de blauwe lijn een tweede-orde reactie weer.



Thiosulfaat-ionen en zoutzuur

In deze activiteit bekijken leerlingen de reactie tussen thiosulfaat-ionen en zoutzuur. De reactievergelijking voor deze reactie is als volgt weer te geven:



Thiosulfaat-ionen + waterstof-ionen → zwaveldioxide + water + zwavel

De vergelijking voor de reactiesnelheid voor deze reactie is:

$$s = k * [\text{H}^+]^m [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^n$$

Hierin zijn m en n de reactie-orde voor respectievelijk H^+ en $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. De totale orde van deze reactie is dan $m + n$. Gedurende dit experiment is de concentratie thiosulfaat-ionen constant gehouden. Ook k is constant. Daarmee wordt bovenstaande formule:

$$s = [\text{H}^+]^m * \text{constante}$$

Als aan beide kanten het natuurlijk logaritme wordt genomen, ontstaat de formule

$$\ln(s) = m * \ln([\text{H}^+]) + \ln(\text{constante})$$

Een diagram waarin $\ln(s)$ wordt uitgezet tegen $\ln([\text{H}^+])$ levert een rechte lijn waarin de richtingscoëfficiënt van die lijn overeenkomt met de waarde voor m .

Op eenzelfde manier kan de reactie-orde voor natriumthiosulfaat gevonden worden.