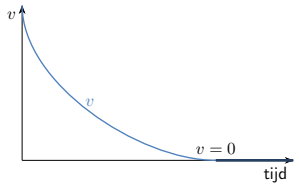
Het chemisch evenwicht

Tot nu beschouwden we alle reacties als **aflopend**: de reacties gaan door tot één of alle reagentia volledig omgezet zijn in reactieproduct(en), en de reacties stoppen dus zodra één van de reagentia is opgebruikt.

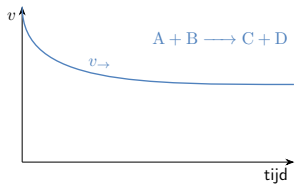
De snelheid van een aflopende reactie is maximaal bij het begin van de reactie, daalt naarmate de concentratie aan reagentia daalt, en wordt nul zodra minstens één van de reagentia volledig is weggereageerd.



Figuur 1 – Reactiesnelheid van een aflopende reactie in functie van de tijd.

Voor veel reacties geldt dit eenvoudig verloop echter *niet*: de reagentia kunnen ook *onvolledig* omgezet worden. De reactie stabiliseert zich dan, hoewel er geen enkel reagens volledig is weggereageerd. Dergelijke toestand noemt men een **evenwichtstoestand**, en men spreekt van een **evenwichtsreactie**.

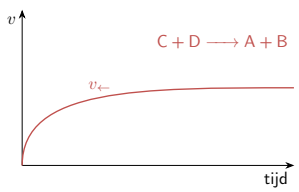
Een reactiemengsel in evenwicht bevindt zich dus in een toestand waarin zowel reagentia als reactieproducten aanwezig zijn. Bij het begin van een evenwichtsreactie , dus zodra A en B samengevoegd worden, reageren de reagentia A en B weg ter vorming van de producten C en D. De concentraties van A en B nemen af, terwijl de concentraties van C en D toenemen. De reactiesnelheid van de reactie die A en B omzet in C en D, en die we vanaf nu de **heenreactie** noemen en noteren met $v_{\rightarrow}$, is dus maximaal bij het begin van de reactie en neemt af naarmate er meer reagentia verdwijnen, zoals voorgesteld in volgende figuur:



Figuur 2 – Reactiesnelheid van de heenreactie in functie van de tijd.

Na een zekere tijd veranderen de concentraties niet meer en blijven zowel de concentraties van de reagentia als van de reactieproducten constant. Schijnbaar stopt de reactie, dit noemt men de evenwichtstoestand.

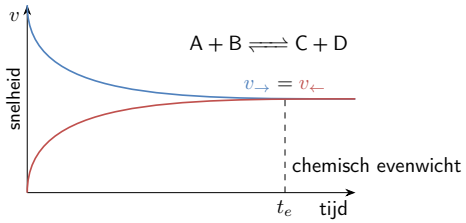
Alhoewel de concentraties van alle deeltjes niet meer veranderen stopt de reactie echter *niet* als de evenwichtstoestand bereikt is. Inderdaad, na enige tijd treedt ook de *omgekeerde* reactie $\mathrm{C}+\mathrm{D} \longrightarrow \mathrm{A}+\mathrm{B}$ op. We noemen dit de **terugreactie**. De reactiesnelheid van deze terugreactie noteren we met $v_{\leftarrow}$, en is in het begin nul (omdat de concentraties van C en D in het begin nul zijn). Maar zodra een kleine hoeveelheid producten C en D zijn gevormd uit de heenreactie, stijgt de concentratie $[C]$ en $[D]$, en daarmee ook de snelheid $v_{\leftarrow}$ van de terugreactie. Dit is weergegeven in onderstaande figuur.



Figuur 3 – Reactiesnelheid van de terugreactie in functie van de tijd.

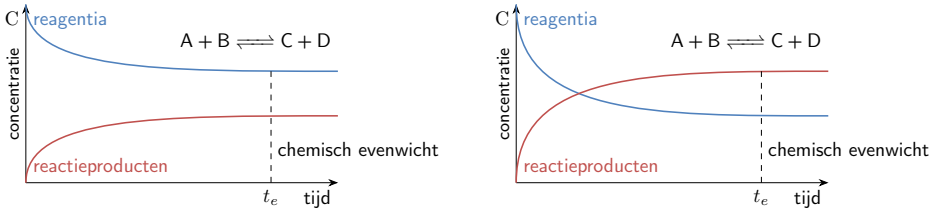
CC BY-NC-SA 4.0

Op een bepaald tijdstip t wordt de snelheid van de heenreactie gelijk aan de snelheid van de terugreactie. Op dat ogenblik is de evenwichtstoestand bereikt, en is er geen *netto verandering* meer van de samenstelling van het reactiemengsel. De reagentia A en B verdwijnen terwijl ze evenveel en even snel terug gevormd worden vanuit C en D. Het continu en gelijktijdig optreden van de heen- en terugreactie leidt tot een **dynamisch evenwicht**.



Figuur 4 – Verandering van de reactiesnelheid van een evenwichtsreactie in functie van de tijd.

Evenwichtsreacties kunnen naast een snelheid-tijd grafiek ook voorgesteld worden met een concentratie-tijd grafiek. Bij deze grafieken is zichtbaar dat de concentratie van de reagentia A en B daalt en die van de producten C en D stijgt. De sterkte van de concentratiestijging van C en D is gelijk aan de daling van de concentratie van A en B. Het chemisch evenwicht is bereikt als de concentraties van zowel de reagentia A en B als de reactieproducten C en D constant blijven. De concentraties van A en B zijn dan niet noodzakelijk gelijk aan die van C en D.



Figuur 5 – Verandering van de concentratie van een evenwichtsreactie in functie van de tijd.

Samengevat:

Bij een **aflopende reactie** wordt minstens één van de reagentia volledig omgezet in reactieproduct. De reactievergelijking wordt aangegeven met een **enkele pijl**.

Bij een **evenwichtsreacties** ontstaat een dynamisch evenwicht waarbij gelijktijdig heen- en terugreacties optreden. De reactievergelijking wordt aangegeven met een **dubbele pijl**.

Een voorbeeld van een aflopende reactie is $\mathrm{Mg} + 2\,\mathrm{HCl} \longrightarrow \mathrm{MgCl_2} + \mathrm{H_2}$

Bij het einde van de reactie zijn alle moleculen Mg en HCl omgezet in $\mathrm{MgCl_2}$ en $\mathrm{H_2}$.

Een voorbeeld van een evenwichtsreactie is $\mathrm{H_2} + \mathrm{I_2} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{HI}$

Na verloop van tijd wordt even snel $\mathrm{H_2}$ en $\mathrm{I_2}$ omgezet in HI als er HI terug wordt omgezet in $\mathrm{H_2}$ en $\mathrm{I_2}$. Globaal verandert er dus niets meer, maar er blijven wel degelijk chemische reacties plaatsvinden.

CC BY-NC-SA 4.0