Hoofdstuk 6

§1

Veel reacties kunnen zowel van rechts naar links plaatsvinden. Een reactie die beide kanten op kan plaatsvinden is een **omkeerbare reactie**. Het energie-effect van deze reacties is hetzelfde maar dan de andere kant op. Faseovergangen zijn ook omkeerbaar.

Sommige reactie zijn niet omkeerbaar (het bakken van een cake).

Als een reactie omkeerbaar is zijn er omstandigheden die zorgen dat de reactie zowel heen als terug tegelijk plaatsvindt. In een reactievergelijking geef je dit aan met een dubbele pijl onder elkaar beide kanten op.

Als de omstandigheden zoals temperatuur niet veranderen zal vanzelf de situatie voorkomen dat de snelheid van beide reacties hetzelfde is. De concentraties van beide de beginstof en het reactieproduct veranderd niet **chemisch evenwicht** is bereikt.

Op microniveau vinden de reacties nog steeds plaats maar op macroniveau geen verandering. De concentratie veranderd in principe ook niet meer. Beginstoffen raken niet op en alle stoffen zijn altijd nog aanwezig. De tijd die nodig is om tot chemisch evenwicht te komen wordt **insteltijd** genoemd.

Een **aflopende** reactie is een reactie die stopt als een van de beginstoffen op is. Veel omkeerbare reacties zijn aflopende reacties. Bijna alle omkeerbare reacties kunnen een chemisch evenwicht bereiken onder bepaalde omstandigheden.

§2

**Evenwichtsconstante (K)** geeft aan hoeveel van de beginstoffen en hoeveel van de reactieproducten er zijn wanneer de balans is bereikt. De verhouding tussen de concentraties van de beginstoffen en de reactieproducten is de **concentratiebreuk (Q)**. Deze is bij chemisch evenwicht constant. Als deze constant is staat de concentratiebreuk gelijk aan de evenwichtsconstante (Q = K). De formule wordt **evenwichtsvoorwaarde** wordt genoemd $\frac{\left[C\right]q \left[D\right]r}{\left[A\right]m \left[B\right]n}=K$.

* A, B, C en D zijn de concentraties van de aanwezige stoffen in mol $L^{-1}$
* m, n, q en r zijn reactiecoëfficiënten
* K is de evenwichtsconstante. Deze heeft geen eenheid

De beginstoffen staan altijd onder de streep en de reactieproducten boven. De reactiecoëfficiënten staan als macht bij de concentratie. Belangrijk is dat je eerst de reactievergelijking opstelt en daarna de breuk. Vaste stoffen kunnen niet in de evenwichtsvoorwaarde want hebben geen concentratie. De concentratie (vaste) stoffen die mee reageren zijn in verhouding met opgeloste deeltjes zo groot dat deze niet veranderd. Deze mag als constante waarde beschouwd worden. Deze vaste en vloeistoffen moet je dus in de evenwichtsvoorwaarden vervangen door het getal 1.

*Tabel 51: evenwichtsconstante van gasreacties*

De K heeft bij een bepaalde temperatuur een constante waarde en is niet afhankelijk van andere factoren als concentraties van deelnemende stoffen.

De grootte van K zegt iets over de **ligging van het evenwicht**:

* Als K>>1, dan zijn de concentraties van het reactieproduct relatief hoog ten opzichte van de beginstoffen het evenwicht ligt rechts
* Als K<<1, dan zijn de concentraties van het beginstoffen relatief hoog ten opzichte van het reactieproduct het evenwicht ligt links

Ligging van het evenwicht is afhankelijk van de temperatuur.

Vaak heerst er in een reactiemengsel geen chemisch evenwicht. Tijdens het instellen van een chemisch evenwicht veranderen de concentraties van de stoffen net zolang tot de snelheid van de heengaande en teruggaande reactie even snel is. **Chemisch evenwicht instellen** kan vanuit 2 situaties:

* Situatie 1: $\frac{\left[C\right]q \left[D\right]r}{\left[A\right]m \left[B\right]n}>K$

Er is geen chemisch evenwicht omdat de waarde van de breuk groter is dan K. Om de waarde van de breuk kleiner te krijgen moet de teller van de breuk kleiner en de noemer groter. De concentratie van A en B moeten hoger en die van C en D omlaag. De reactie moet dus richting A en B lopen en dus naar links om chemisch evenwicht te bereiken.

* Situatie 2: $\frac{\left[C\right]q \left[D\right]r}{\left[A\right]m \left[B\right]n}<K$

Er is geen chemisch evenwicht omdat de waarde van de breuk kleiner is dan K. Om de waarde van de breuk groter te krijgen moet de teller van de breuk groter en de noemer kleiner. De concentratie van A en B moeten lager en die van C en D omhoog. De reactie moet dus richting C en D lopen en dus naar rechts om chemisch evenwicht te bereiken.

Je kan de waarde van K berekenen als je de concentraties van de stoffen bij chemisch evenwicht hebt berekend.

Als een chemisch evenwicht zich aan het instellen is veranderen de concentraties van de deeltjes voor en na de pijl. Dit proces is makkelijker te begrijpen in een grafische weergaven (in een grafiek). Het chemisch evenwicht is bereikt als de lijnen (en dus de concentraties) niet meer veranderen en recht lopen. Als je in de grafiek niet de concentraties maar de reactiesnelheden gebruikt is het chemisch evenwicht bereikt als de lijnen op elkaar liggen (dus de reactiesnelheden even snel zijn).

*(Bladzijde 133)*

§3

Oplossen in een omkeerbaar proces. De oplosbaarheid van zouten verschilt sterk.

*Tabel 45A en B: oplosbaarheid zouten*

Als er genoeg water in verhouding met zout is lost het zout op en dan is het een aflopend proces. Als er in verhouding te weinig water is vergeleken met het zout dan lost niet al het zout op (**verzadigde oplossing**). Dan stelt zich een evenwicht in.

De evenwichtsconstante van oplosvergelijkingen wordt het **oplosbaarheidsproduct (Ks)**. De s geeft aan dat de evenwichtsvoorwaarde wordt opgeschreven met de opgeloste stoffen als product (rechts van de pijl).

Voorbeeld:

Oplossen van [Na+] [Cl-] in water

Omdat vaste stoffen geen concentratie hebben en dus niet in de concentratiebreuk staan, is de evenwichtsvoorwaarde voor het oplosevenwicht van NaCl in water: $Ks=\left[Na^{+}\right][Cl^{-}]$

De evenwichtsconstante Ks hoort dus bij het oplossen van zout. Bij een goed oplosbaar zout ligt het evenwicht sterk rechts dus Ks>>1. Bij een slecht oplosbaar zout ligt het evenwicht sterk links met Ks<<1.

*Tabel 46: voor aantal slecht oplosbare zouten het oplosbaarheidsproduct*

Het **verdelingsevenwicht** is hoe een stof zich verdeeld over 2 fasen, gasfase en de oplossing. Voor een verdelingsgraad kan je ook een evenwichtsvoorwaarde opstellen. De evenwichtsconstante van verdelingsevenwichten heet de **verdelingsconstante (Kv)**.

Voorbeeld: fles met frisdrank. Ook deze verdelingsgraad is afhankelijk van temperatuur.

Een ander soort verdelingsevenwicht is als een stof zich verdeeld over 2 niet mengbare vloeistoffen. Als je twee oplosmiddelen onder elkaar in een reageerbuis doet mengen deze stoffen niet maar kunnen ze wel stoffen uitwisselen op het grensvlak tussen deze oplosmiddelen.

*Bladzijde 142.*

§4

De ligging van het chemisch evenwicht wordt bepaald door de grootte van de evenwichtsconstante K, die alleen afhankelijk is van de temperatuur. Als de reactieomstandigheden veranderen kan het zijn dat er op een gegeven moment geen sprake meer is van een chemisch evenwicht. Een van de reacties (naar links op rechts) verloopt dan sneller, maar na verloop van tijd zal zich weer een evenwicht instellen. Als de reactie naar rechts tijdelijk sneller verloopt voordat het evenwicht zich weer instelt, kun je zeggen dat het evenwicht zich naar rechts verplaatst. In een **evenwichtsbeschouwing** beredeneer je, aan de hand van een evenwichtsvoorwaarde, welke kant het evenwicht op zal schuiven als gevolg van een verandering.

Bij een verandering van temperatuur verandert ook de waarde van K, omdat temperatuur invloed heeft op de reactiesnelheid.

*Bladzijde 147*

Als zich een nieuw evenwicht heeft ingesteld is er dus ook sprake van een nieuwe K-waarde die past bij de nieuwe temperatuur. De concentraties van de producten zijn hoger geworden en dus is de K-waarde hoger. Bij een temperatuurstijging verschuift het evenwicht naar de endotherme kant van de reactie (meestal rechts). Bij een temperatuurdaling verschuift het evenwicht naar de exotherme kant van de reactie (meestal links).

Als je bij een mengsel in evenwicht de concentratie van een van de stoffen verhoogt, dan neemt de reactiesnelheid van de reactie waarbij die stof betrokken is ook toe. Het chemisch evenwicht is dan weg, de concentratiebreuk is niet meer gelijk aan K. Na een tijdje zullen de reactiesnelheden weer gelijk zijn, er heeft zich een nieuw evenwicht ingesteld met dezelfde waarde K. Bij verhoging van de concentratie van een deelnemende stof aan een kant van de reactie, verschuift het evenwicht naar de andere kant. Bij verlaging van de concentratie van een deelnemende stof aan een kant van de reactie, verschuift het evenwicht naar dezelfde kant.

*Bladzijde 149*

Het volume van een gasmengsel kan je verkleinen door het samen te persen. Alle concentraties nemen na het samenpersen met dezelfde factor toe, en dit heeft invloed op de reactiesnelheid, deze gaat omhoog. Als er aan de ene kant van de pijl een ander aantal deeltjes staat dan aan de rechterkant, heeft de verandering van het volume ook invloed op de concentratiebreuk. De concentratiebreuk is niet meer gelijk aan de K. Als het volume wordt verkleind, verschuift het evenwicht naar de kant van het kleinste aantal deeltjes. Als het volume wordt vergroot, verschuift het evenwicht naar de kant van het grootste aantal deeltjes.

Een lange insteltijd betekent dat het lang duurt voordat het evenwicht is bereikt. Soms is deze zo lang dat er helemaal geen evenwicht wordt bereikt. De reactiesnelheden bepalen de insteltijd. Alle factoren die reactietijd vergroten, verkorten de insteltijd. Dit kan door middel van een katalysator, verhoging van de temperatuur en het verhogen van de druk.

Soms wil je dat een reactie aflopend is, dus alle beginstoffen worden om gezet in reactieproducten. Bij een evenwichtsrelatie kan dit door een van de stoffen weg te nemen uit het evenwichtsmengsel. Deze stof kan dan niet meer terug reageren. Als je deze stof blijft wegnemen krijg je een **aflopend evenwicht**.