Het principe van Le Chatelier

Aan chemische evenwichten zijn een heel aantal praktische problemen verbonden. Zo is de omzetting van de reagentia onvolledig, en kan het afzonderen van het beoogde product uit het evenwichtsmengsel complex zijn. In industriële toepassingen is het meestal belangrijk dat de opbrengst aan eindproducten zo hoog mogelijk is. Chemische reacties kunnen in zekere mate gestuurd worden om het evenwicht zoveel mogelijk naar rechts te verschuiven, bijvoorbeeld door bepaalde aspecten van het evenwichtsmengsel aan te passen. De waarde van de evenwichtsconstante hangt af van de **temperatuur** en dus wordt de samenstelling van het evenwichtsmengsel beïnvloed door de temperatuur. Maar ook bij constante temperatuur kan je de samenstelling van een evenwichtsmengsel, en dus de ligging van het evenwicht, wijzigen door de **concentraties** van de stoffen te wijzigen of, bij gassen, door de **druk** te veranderen.

Een chemisch evenwicht kan dus verstoord worden door bepaalde veranderingen die het evenwicht naar rechts of links verschuiven om zo een nieuwe evenwichtstoestand te bereiken. In het algemeen wordt het effect van een verandering op een chemisch evenwicht bepaald met het principe van Le Chatelier:

Het **principe van Le Chatelier** voorspelt in welke richting de ligging van het evenwicht evolueert bij een wijziging in concentratie, druk of temperatuur van het evenwichtssysteem:

de ligging van het evenwicht verschuift in de richting
waarin de aangebrachte verandering zoveel mogelijk wordt tegengewerkt.

De belangrijkste factoren die invloed hebben op het evenwicht zijn concentratie, druk en temperatuur.

0.1 Invloed van een concentratieverandering van één stof

Een **concentratieverandering van één van de stoffen** wijzigt de waarde van die stof in de wiskundige formule voor de evenwichtsconstante, en dus moeten ook de concentraties van de andere stoffen veranderen om de waarde van de evenwichtsconstante te behouden. Deze concentraties wijzigen als gevolg van een tijdelijke overheersing van die reactie (de heen- of terugreactie) die de initiële concentratieverandering tegenwerkt. Het evenwicht zal dus verschuiven, en evolueert naar een nieuwe evenwichtstoestand.

Een **afname van de concentratie van één stof** in een chemisch evenwicht veroorzaakt een verschuiving van het evenwicht **naar dezelfde kant** waar deze stof in de reactievergelijking staat.

Een **verhoging van de concentratie van één stof** in een chemisch evenwicht veroorzaakt een verschuiving van het evenwicht **naar de andere kant**.

Veronderstel dat de volgende reactie in evenwicht is:

$$\underset{\text{lichtgeel}}{\mathrm{Fe^{3+}\,(aq)}} + \underset{\text{kleurloos}}{\mathrm{SCN^{-}\,(aq)}} \rightleftharpoons \underset{\text{rood}}{\mathrm{FeSCN^{2+}\,(aq)}}$$

Bij evenwicht kleurt het reactiemengsel rood. Bij een verhoging van de $\mathrm{Fe^{3+}}$-concentratie, door bijvoorbeeld toevoeging van $\mathrm{Fe^{3+}}$, stelt men een kleurverandering vast: het mengsel wordt roder.

Als gevolg van de concentratieverandering treedt een reactie op die leidt naar een nieuwe evenwichtstoestand. Volgens het principe van Le Chatelier treedt er bij het toevoegen van één van de reagentia een reactie op in de richting van de reactieproducten. Met andere woorden, de ligging van het evenwicht verschuift in de richting van de reactieproducten. Hier verschuift het evenwicht bijgevolg in de richting van de vorming van meer $\mathrm{FeSCN^{2+}}$, wat ervoor zorgt dat de oplossing roder kleurt.

0.2 Invloed van een volumeverandering bij oplossingen

Bij een volumeverandering van een reactiemengsel **veranderen de concentraties van alle stoffen**. Naar welke kant het evenwicht verschuift hangt af van het aantal concentratietermen en de exponenten van de concentraties in de concentratiebreuk van de evenwichtsconstante.

CC BY-NC-SA 4.0

Bij een **volume afname**, door bv. indampen, **stijgen** de concentraties van alle stoffen. Het evenwicht verschuift **naar die kant waar het kleinste aantal opgeloste stoffen staan** in de reactievergelijking.

Als het **volume toeneemt**, door bv. extra oplosmiddel toe te voegen, dan **dalen** de concentraties van alle stoffen (verdunning). Het evenwicht verschuift **naar die kant waar het grootste aantal opgeloste stoffen staan**.

Beschouw de evenwichtsreactie $2\,\mathrm{A}\,(\mathrm{aq}) + \mathrm{B}\,(\mathrm{aq}) \rightleftharpoons \mathrm{C}\,(\mathrm{aq}) + \mathrm{D}\,(\mathrm{aq})$ met als evenwichtsconstante:

$$K_\mathrm{c} = \frac{[\mathrm{C}]_\mathrm{e} \cdot [\mathrm{D}]_\mathrm{e}}{[\mathrm{A}]_\mathrm{e}^2 \cdot [\mathrm{B}]_\mathrm{e}}$$

Bij toevoegen van water neemt het reactievolume toe en daalt dus de concentratie van alle stoffen. Alle concentratietermen van zowel de teller als de noemer nemen af, maar de noemer neemt meer af dan de teller omwille van het kwadraat van de concentratie van deeltje A. Er wordt dus niet meer voldaan aan concentratiebreuk van de evenwichtsconstante en het systeem is uit evenwicht. Er zal naar een nieuw evenwicht gestreefd worden waarbij het evenwicht verschuift naar de kant van het grootste aantal opgeloste deeltjes, dus naar links. Hierdoor wordt er door toevoeging van water meer A en B gevormd.

0.3 Invloed van een drukverandering bij gassen

Bij evenwichtsreacties met gassen kan een drukverandering een invloed hebben op het evenwicht omdat een drukverandering in feite **overeenkomt met een volumeverandering**. Hierdoor wijzigen de concentraties van alle stoffen.

Bij een **drukverhoging** (= volume afname) verschuift het evenwicht in de richting van het **kleinste aantal gasdeeltjes**.

Bij een **daling van de druk** (= volume toename) verschuift het evenwicht in de richting van het **grootste aantal gasdeeltjes**.

In de reactie in evenwicht $\mathrm{N_2\,(g)} + 3\,\mathrm{H_2\,(g)} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{NH_3\,(g)}$ wordt vastgesteld dat na een drukverhoging meer ammoniak ($\mathrm{NH_3}$) gevormd wordt. Het evenwicht verschuift naar rechts, dus inderdaad naar de kant van het minste aantal gasdeeltjes, want links zijn er vier gasdeeltjes en rechts maar twee.

Druk- of volumeverandering heeft geen invloed op het evenwicht voor reacties waarbij er evenveel gasdeeltjes staan in beide leden van de reactievergelijking.

In de reactie $\mathrm{I_2\,(g)} + \mathrm{H_2\,(g)} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{HI\,(g)}$ staan er zowel aan de linker- als de rechterzijde van de reactievergelijking twee gasdeeltjes, en dus heeft een drukverandering geen effect op de ligging van het chemisch evenwicht.

0.4 Invloed van een temperatuursverandering

De invloed van de temperatuur op het chemisch evenwicht is verschillend tussen exotherme en endotherme reacties.

Een exotherme reactie, een reactie die warmte afgeeft, wordt bevorderd bij afkoeling. Een endotherme reactie, een reactie die warmte opneemt, wordt bevorderd bij verwarming. In overeenstemming met het principe van Le Chatelier zal bijgevolg bij afkoeling een reactie in evenwicht verschuiven in de richting van de exotherme reactie. Deze reactie zorgt immers voor een temperatuursverhoging en zal de aangebrachte verandering (= temperatuursdaling) tegenwerken. Bij een temperatuursverhoging zal daarentegen het evenwicht verschuiven in de richting van endotherme reactie. Een endotherme reactie neemt de toegevoegde warmte op zodat de temperatuur weer daalt.

CC BY-NC-SA 4.0

Het principe van Le Chatelier

Bij een **temperatuursverlaging** verschuift het evenwicht in de richting van de **exotherme** reactie

Bij een **temperatuursverhoging** verschuift het evenwicht in de richting van de **endotherme** reactie.

In de reactie in evenwicht $2\,\mathrm{NO_2\,(g)} \rightleftharpoons \mathrm{N_2O_4\,(g)} + x\,\mathrm{kJ}$ is de reactie naar rechts exotherm (een bepaalde hoeveelheid warmte x kJ komt vrij), en de reactie naar links endotherm. Bij verwarmen stelt men bijgevolg vast dat er meer $\mathrm{NO_2}$ gevormd wordt. Dit betekent een verschuiving van het evenwicht naar links, naar die kant waar warmte wordt opgenomen. Bij afkoeling wordt er meer $\mathrm{N_2O_4}$ gevormd en verschuift het evenwicht dus naar rechts, naar de kant van de reactie waar warmte wordt afgegeven.

Opmerking 1. Let wel op het onderscheid met de vorige twee factoren. Het verschuiven van het evenwicht bij een temperatuursverandering is het gevolg van een verandering van de waarde van de evenwichtsconstante K_c. Bij een concentratieverandering en drukverandering verschuift het evenwicht zonder dat de waarde van de evenwichtsconstante verandert (zolang de temperatuur constant blijft).

Oefening 1.

Beschouw de endotherme evenwichtsreactie:

$$\mathrm{PCl_5\,(g)} + x\ \mathrm{kJ} \rightleftharpoons \mathrm{PCl_3\,(g)} + \mathrm{Cl_2\,(g)}$$

We laten deze reactie doorgaan in een reactievat met een variabel volume. Vul onderstaande uitspraken over de verschuiving van het evenwicht aan:

(a) bij het verhogen van de temperatuur zal het evenwicht | naar links | naar rechts | niet | verschuiven.

(b) bij het verlagen van de druk zal het evenwicht | naar links | naar rechts | niet | verschuiven.

(c) bij het verhogen van de concentratie $\mathrm{Cl_2}$ zal het evenwicht | naar links | naar rechts | niet | verschuiven.

(d) bij het verhogen van de concentratie $\mathrm{PCl_5}$ zal het evenwicht | naar links | naar rechts | niet | verschuiven.

(e) bij het toevoegen van een katalysator zal het evenwicht | naar links | naar rechts | niet | verschuiven.

CC BY-NC-SA 4.0