

---

# CHEMISCHE EVENWICHT

---

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

De leerling is niet verplicht om deze nota's af te drukken. Indien hij of zij verkiest om ze af te drukken, is hij of zij vrij in de keuze van de opmaak.

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 4: Chemisch evenwicht

## Inhoudsopgave

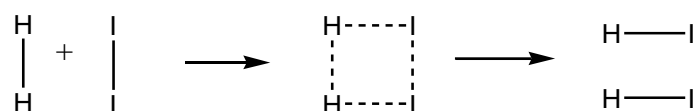
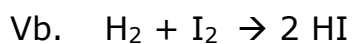
1. Inleiding.....	2
2. Aflopende reacties.....	3
3. Evenwichtsreacties.....	4
4. De evenwichtsconstante.....	7
5. Factoren die de verplaatsing van het evenwicht beïnvloeden.....	10
5.1. Temperatuur.....	11
5.2. Katalysator.....	11
5.3. Druk.....	12
5.4. Concentratie.....	13
6. Toepassingen.....	16
7. Oefeningen.....	19
8. Zelfstandig werk – onderzoek van factoren die de ligging van het evenwicht beïnvloeden.....	23

LEERPLANDOELSTELLINGEN 2014-008	LEERINHouden
<b>De leerlingen kunnen</b>	
15 aangeven dat de chemische evenwichtstoestand een dynamisch evenwicht is waarbij de snelheid van de heen reactie gelijk is aan de snelheid van de terug reactie.	Chemisch evenwicht: omkeerbaarheid van een reactie
16 de concentratiebreuk schrijven voor een reactie in chemische evenwichtstoestand.	$K_c$ , evenwichtsconstante bij gegeven temperatuur
17 uit de evenwichtsvoorwaarden afleiden dat een concentratie van één of meer stoffen een verschuiving van het chemisch evenwicht kan veroorzaken waarbij $K_c$ constant blijft	Evenwichtsconcentraties
18 experimenteel de verschuiving van het chemisch evenwicht aantonen.	<b>Leerlingenpracticum</b>
19 het principe van Le Chatelier - Van 't Hoff formuleren en toepassen op voorbeelden.	Factoren die de ligging van het evenwicht beïnvloeden: temperatuur, druk, concentratie,
20 een evenwichts-reactie en een aflopende reactie onderscheiden.	Evenwichtsreactie Aflopende reactie

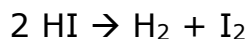
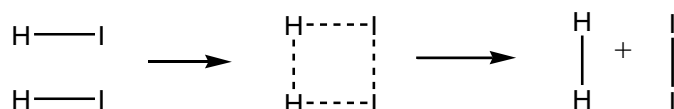
# Hoofdstuk 4: Chemisch evenwicht

## 1. Inleiding

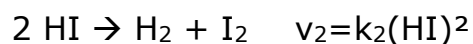
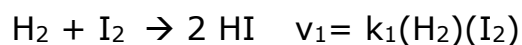
Een chemische reactie is het verschijnsel waar bestaande bindingen worden verbroken en nieuwe bindingen gevormd. Ze treedt op wanneer deeltjes effectief botsen, waarbij als tussenproduct een geactiveerd complex ontstaat, die uiteenvalt in de reactieproducten.



Er is geen enkele reden om aan te nemen waarom deze **omgekeerde reactie** niet zou verlopen:



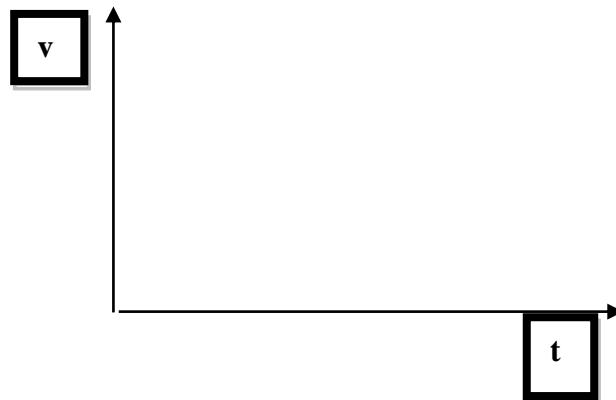
*Theoretisch* kan elke reactie in twee richtingen opgaan. Voor beide reacties geldt bovendien



## 2. Aflopende reacties.

In sommige systemen treedt de omgekeerde reactie niet op en verloopt de chemische reactie slechts in 1 richting. We spreken van een **aflopende reactie**. Een dergelijke reactie heeft  $v_1 \gg \gg \gg v_2$ .

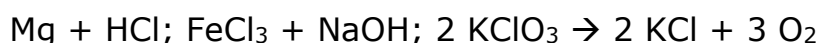
Een aflopende reactie  $A + B \rightarrow C + D$  verloopt tot één van beide (of algemeen, één van de) uitgangsstoffen is opgebruikt. De reactie valt dan stil.



De meeste aflopende reacties zijn neerslagreacties of gasontwikkelingsreacties, later komen we hierop terug (aflopende reacties zijn in feite evenwichtsreacties waar de omgekeerde reactie door het verdwijnen van een reactieproduct net kan opgaan).

De reactiesnelheid is afhankelijk van temperatuur, concentratie, katalysator en verdelingsgraad. Als geen katalysator aanwezig is, de reactie verloopt bij een constante temperatuur en bij een homogene verdeling, dan is de reactiesnelheid een functie van de concentraties.

Voorbeelden van aflopende reacties:



Volgens de thermodynamische wetten ( $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ ) zal een reactie spontaan verlopen als  $\Delta G < 0$ . Wanneer  $\Delta H$  negatief en  $\Delta S$  positief zijn is  $\Delta G \ll 0$  en verloopt de reactie spontaan en aflopend. Wanneer  $\Delta H$  positief en  $\Delta S$  negatief zijn wordt  $\Delta G \gg 0$ . In dit geval gaat de reactie nooit (spontaan) door<sup>1</sup>. Anders gesteld, zal een reactie spontaan en aflopend zijn als de Gibbs vrije energie van de reactieproducten veel lager is dan de Gibbs vrije energie van de uitgangsstoffen. Is dit omgekeerd, dan gaat de reactie niet door. Wanneer de Gibbs vrije energie het laagst is voor een toestand/mengsel tussen reactieproducten en uitgangsstoffen, zal een evenwicht ontstaan.

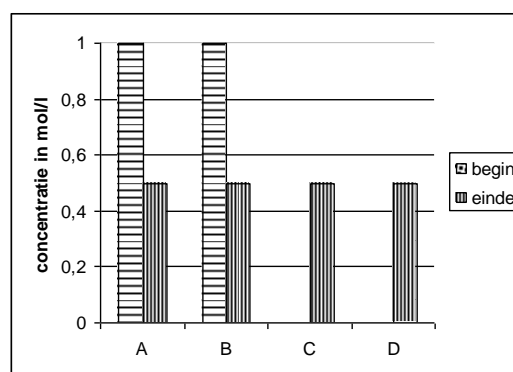
### 3. Evenwichtsreacties



*Wanneer we wat  $\text{Fe}^{3+}$  of  $\text{SCN}^-$  toevoegen, wordt het mengsel nog roder, wat betekent dat nog  $\text{Fe}^{3+}$  of  $\text{SCN}^-$  aanwezig was.*

Veronderstel dat we 1 mol A en 1 mol B samenvoegen. We onderzoeken het mengsel na enige tijd, en meten volgende concentraties:

	A	B	C	D
Begin	1	1	-	-
Einde	0,5	0,5	0,5	0,5

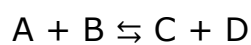


Hieruit kunnen we in eerste instantie besluiten dat de reactie nog niet volledig verlopen is. Wanneer na een bepaalde extra hoeveelheid tijd, de

<sup>1</sup> Men kan de reactie wel laten opgaan door de reactieomstandigheden te wijzigen (verhogen/verlagen druk, verhogen/verlagen temperatuur, gebruik van katalysator, etc...). Een dergelijke reactie is in feite een reactie waarvan de omgekeerde reactie een aflopende reactie is.

concentraties niet verder zijn gewijzigd, betekent dit dat de reactie nooit afgelopen zal zijn: de 4 stoffen zijn in evenwicht aanwezig.

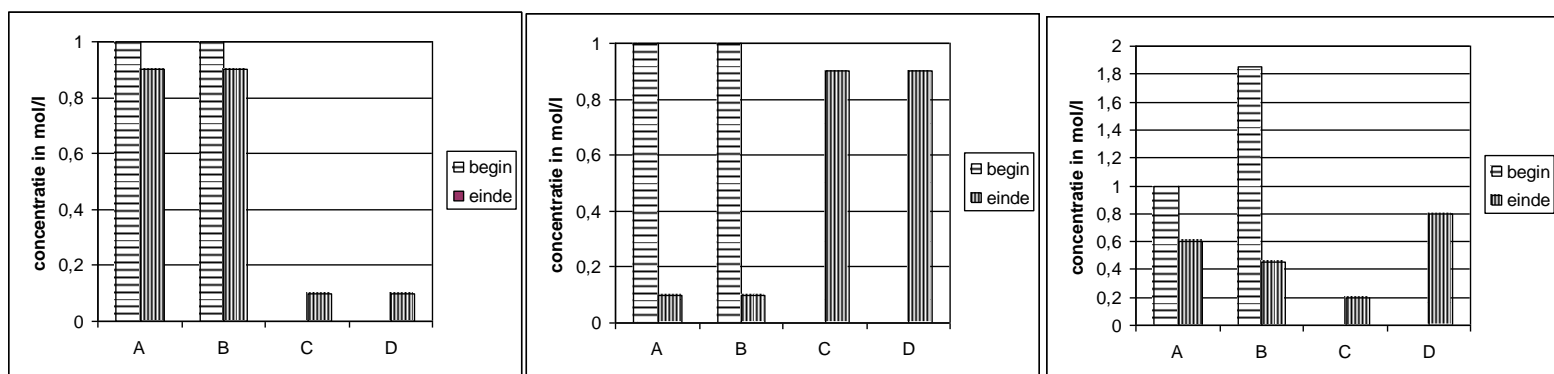
Volgens het botsingsmodel kunnen we dit als volgt verklaren: als deeltjes A en B met elkaar botsen, worden C en D gevormd, maar door botsing tussen deeltjes C en D worden opnieuw A en B gevormd. De omgekeerde reactie verloopt hier wel, met ander woorden: **de reactie is omkeerbaar.**



De  $\rightleftharpoons$  in de hierboven staande reactie wijst op een omkeerbare reactie.

Bij het samenvoegen van de uitgangsstoffen gaat de reactie niet door tot één van de uitgangsstoffen is opgebruikt, de reactie komt vroeger *schijnbaar* tot stilstand. Kenmerkend is dat bij een chemisch evenwicht zowel de uitgangsstoffen als reactieproducten aanwezig zijn. Het evenwicht is ook een *dynamisch evenwicht*: hoewel er ogenschijnlijk niets gebeurt, reageren reactieproducten en uitgangsstoffen voortdurend met elkaar.

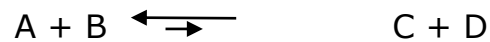
Bovenstaand voorbeeld suggereert misschien dat de concentraties van alle stoffen bij een evenwichtsreactie aan elkaar gelijk zijn. Dat is NIET altijd het geval. Ook bij volgende 'eindsituaties' is er evenwicht:



Men zegt echter dat in de bovenstaande reacties het evenwicht respectievelijk verschoven is naar de rechter- en linkerzijde, wat als volgt wordt weergegeven:



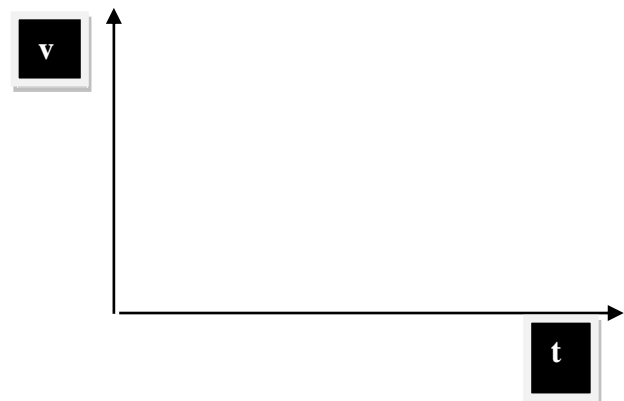
en



Voor een evenwichtsreactie  $A + B \rightleftharpoons C + D$  kunnen we stellen dat

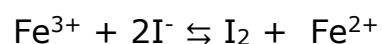
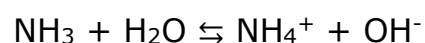


Bij het begin van de reactie zijn geen C en D aanwezig:  $v_2 = 0$ .  $v_1$  daarentegen is maximaal. Naarmate de concentratie A en B afnemen, zal de concentratie C en D toenemen:  $v_1$  daalt daarom en  $v_2$  stijgt. Bij evenwicht zal evenveel A en B omgezet worden tot C en D als C en D omgezet wordt tot A en B (daarom wijzigen de concentraties niet meer). Dit kan alleen als  $v_1 = v_2$



Thermodynamisch gezien zal een evenwichtsreactie optreden als  $\Delta G$  niet bijzonder groot (positief) of klein (negatief) is. Dit is het geval wanneer zowel  $\Delta H$  als  $\Delta S$  negatief zijn, maar de  $T$  vrij klein. Wanneer beide factoren positief zijn, zal de reactie bij hoge  $T$  onvolledig verlopen.

Voorbeelden van evenwichtsreacties



## 4. De evenwichtsconstante

Theoretisch gezien is elke reactie omkeerbaar en kan in twee richtingen verlopen. Wanneer de reactieproducten als uitgangsstoffen voor de omgekeerde reactie dienen, ontstaat een dynamisch evenwicht.

Voor een reactie  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  geldt:

de reactiesnelheid van de reactie naar rechts is  $v_1 = k_1(A)^a(B)^b$

de reactiesnelheid van de reactie naar links is  $v_2 = k_2(C)^c(D)^d$

Bij evenwicht is  $v_1 = v_2$

Daaruit volgt dat  $k_1(A)^a(B)^b = k_2(C)^c(D)^d$

Op elk ogenblik wordt er evenveel A en B omgezet als er ontstaat uit de producten C en D. De concentraties van de uitgangsstoffen en de reactieproducten zijn dan ook constant. Doch grijpen nog voortdurend reacties plaats. We spreken daarom dan ook over een **dynamisch** evenwicht.

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{(C)^c(D)^d}{(A)^a(B)^b} = K$$

K wordt de evenwichtsconstante genoemd. Ze is (sterk) afhankelijk van de temperatuur (omdat  $k_1$  en  $k_2$  afhankelijk zijn van de temperatuur) en wordt proefondervindelijk bepaald. De evenwichtsconstante is per definitie een onbenoemd getal. Bij berekeningen worden daarom eenheden van de evenwichtsconcentraties (uitgedrukt in mol/L) niet geschreven.

Opmerking: in de breuk schrijven we enkel stoffen waarvan de concentratie kan veranderen. Vaste stoffen en zuivere vloeistoffen worden



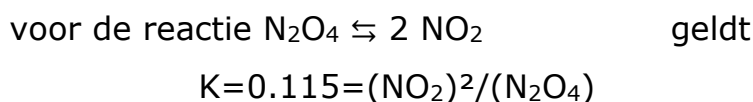
niet in de breuk geschreven, omdat ze als constant kunnen worden beschouwd.

***In een homogeen stelsel in evenwicht is het quotiënt van het product van de concentraties van de reactieproducten en het product van de concentraties van de uitgangsstoffen – waarbij elke concentratie verheven is tot de macht gelijk aan de coëfficiënt in de betreffende formule in de reactievergelijking – een constante.<sup>2</sup>***

Een homogeen stelsel is een stelsel waarbij alle componenten eenzelfde aggregatietoestand hebben (opgelost, gasvormig). Een homogeen stelsel in evenwicht wordt een homogeen evenwicht genoemd. Er bestaan ook heterogene evenwichten, waarover later meer.

Anders gesteld: als in een mengsel de concentraties van de stoffen een verhouding hebben die niet gelijk is aan K, dan is er geen evenwicht.

Bijvoorbeeld:



dit betekent dat zowel indien men veel of weinig  $\text{NO}_2$  EN/OF  $\text{N}_2\text{O}_4$  in een klein of groot volume brengt, de concentraties na instellen van het evenwicht gehoorzamen aan de breuk K (let wel, K is temperatuursafhankelijk !).

Wanneer K groot is (veel C en D in verhouding tot A en B), is het evenwicht verschoven naar rechts, is K klein, dan is het evenwicht

---

<sup>2</sup> Belangrijk: de machten zijn hier **altijd** gelijk aan de voorgetallen van de reactie !

verschoven naar links. De ligging van een evenwicht wordt dus bepaald door de grootte van de evenwichtsconstante.



### **Aflopende reacties**

Demonstratieproef:  $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$

Waarnemingen: er ontstaat een gas, en indien voldoende HCl wordt toegevoegd, verdwijnt alle  $\text{CaCO}_3$ .

In bovenstaande reactie wordt het chemisch evenwicht niet bewaard, maar is volledig verschoven naar een zijde.

$$K = (\text{CaCl}_2) (\text{H}_2\text{O}) (\text{CO}_2) / (\text{CaCO}_3) (\text{HCl})^2$$

Mits  $\text{CO}_2$  voortduren uit het mengsel verdwijnt, wordt de teller kleiner. Om aan de evenwichtsconstante te voldoen, moet de noemer verkleinen en reageert een gegeven hoeveelheid HCl met  $\text{CaCO}_3$ . Opnieuw zal het ontstane  $\text{CO}_2$  uitwijken, zodat opnieuw HCl met  $\text{CaCO}_3$  reageert. Omdat het ontsnappen van  $\text{CO}_2$  ertoe leidt dat de concentraties de evenwichtsconstante niet zullen bereiken, loop de reactie door tot een van de uitgangsstoffen is opgebruikt. Met andere woorden, dit is een **aflopende reactie**. Een aflopende reactie kan dus aanzien worden als een "speciale" evenwichtsreactie, een evenwichtsreactie waarbij het evenwicht nooit wordt bereikt, omdat één of meerdere van de reactieproducten uit het mengsel verdwijnt. Dit is het geval bij neerslagreacties en gasontwikkelingsreacties. Bij neutralisatiereacties is

de K zodanig groot (omwille van concentratie H<sub>2</sub>O), dat het ook aflopende reacties zijn.

Als de evenwichtsconstante K groot is, ligt het evenwicht volledig verschoven naar rechts, indien K bijzonder klein is, ligt het evenwicht verschoven naar links. Indien K=0; dan is er geen reactie.

Vb. voor de reactie  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^- + \text{H}^+$

is  $K=1,2 \times 10^{-16}$  bij 25°C

Dit betekent dat het evenwicht gelegen is aan de linkerzijde, en er zeer weinig ethanolmoleculen dissociëren.

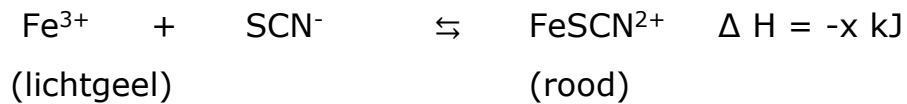
De meeste reacties zijn geen evenwichtsreacties, maar aflopende reacties.

## 5. Factoren die het evenwicht verplaatsen

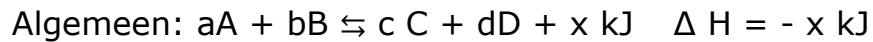
Bij evenwichtsreacties worden niet alle uitgangsstoffen omgezet in reactieproducten. Naargelang de waarde van K worden meer of minder uitgangsstoffen omgezet. Hoe groter K, hoe groter het **rendement** van de reactie. In de industrie, waar vaak met enorme hoeveelheden wordt gewerkt, is het belangrijk dat het rendement zo hoog mogelijk is. Chemische reacties kunnen echter in zekere mate gestuurd worden, zodat het evenwicht zoveel mogelijk naar rechts verschoven wordt. De ligging van een evenwichtsmengsel kan dus beïnvloed worden door bepaalde factoren in/van het mengsel te wijzigen.

## 5.1. Temperatuur

Proef: we plaatsen het evenwicht



in warm en koud water. In koud water wordt het eerste evenwicht donker en het tweede lichter, in warm water wordt het eerste evenwicht lichter en het tweede donkerder.



Een temperatuurswijziging zal een verschuiving in het evenwicht met zich meebrengen. Door verhogen van de temperatuur door toevoegen van warmte, zal het evenwicht verschuiven op een zodanig manier dat een deel van de toegevoegde warmte verbruikt wordt. Het evenwicht verschuift naar links, in endotherme zin. Wanneer we de temperatuur verlagen door warmte te onttrekken, dan zal het evenwicht reageren op een zodanige manier dat een deel van de onttrokken energie terug vrijkomt. Het evenwicht verschuift naar rechts, in exotherme zin. Bij een temperatuursverhoging zal de  $k_{\text{endo}}$  meer verhogen dan de  $k_{\text{exo}}$ , en omgekeerd.

***Bij temperatuursverhoging verschuift het evenwicht in endotherme zin, bij temperatuursverlaging in exotherme zin.***

## 5.2. Katalysator

Een katalysator heeft op zowel  $k_1$  en  $k_2$  eenzelfde invloed. Een katalysator beïnvloedt de ligging van een evenwicht niet, enkel de snelheid van het bereiken van het evenwicht.

## 5.3.Druk

Als de druk verhoogt, daalt het volume.

Veronderstel de reactie  $aA + bB \rightleftharpoons c C + dD$ .

$$K = \frac{(C)^c(D)^d}{(A)^a(B)^b}$$

Wanneer het volume samengeperst wordt tot de helft van het oorspronkelijke volume, zal initieel de temperatuur verhogen (met een andere K), maar als men de warmte afvoert, blijft de oorspronkelijke K gelden. Wanneer we het volume halveren, verdubbelen de concentraties.

Het quotiënt van het product van de concentraties van de reactieproducten op het product van de concentraties van de uitgangsstoffen wordt dan

$$\frac{(2C)^c(2D)^d}{(2A)^a(2B)^b} = \frac{(C)^c(D)^d 2^{c+d}}{(A)^a(B)^b 2^{a+b}} = \frac{2^{c+d}}{2^{a+b}} K$$

Of deze breuk groter of kleiner is dan K, hangt enkel af van de term  $2^{c+d}/2^{a+b}$ .

Indien  $c+d > a+b$ , dan is de breuk  $>K$ . Ze moet dus dalen, het evenwicht verschuift naar links, naar de zijde waar de som van de coëfficiënten het kleinst is.

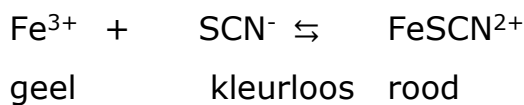
Indien  $c+d < a+b$  dan is de breuk  $<K$ . Ze moet dus stijgen, het evenwicht verschuift naar rechts, waar de som van de coëfficiënten het kleinst is.

Indien  $c+d=a+b$  dan is de breuk = K. De verhouding van de concentraties is gelijk aan de evenwichtsconstante, wat inhoudt dat het mengsel in evenwicht is. Er treedt geen verschuiving op wat betreft de ligging van het evenwicht.

Door drukverhoging verschuift de ligging van het evenwicht naar de kant met het kleinste aantal gasmoleculen, door drukverlaging verschuift de ligging van het evenwicht naar de kant met het grootste aantal gasmoleculen.

## 5.4. Concentratie

Proef: aan het evenwicht



voegen we respectievelijk  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{SCN}^-$ ,  $\text{AgNO}_3$  (zorgt voor daling concentratie  $\text{SCN}^-$ ) en  $\text{NaOH}$  (zorgt voor daling van de concentratie  $\text{Fe}^{3+}$ ) toe.

Waarneming: bij het verhogen van de concentratie van een van de uitgangsstoffen, wordt het mengsel roder omdat het evenwicht naar rechts verschuift. Verlagen we de concentratie van een van de uitgangsstoffen, dan wordt het mengsel minder rood, omdat het evenwicht verschuift naar links.

Als men bij een evenwicht een hoeveelheid van een uitgangsstof toevoegt, voldoet de concentratiebreuk niet meer aan de evenwichtsconstante (de noemer wordt groter). Opnieuw zal er een reactie optreden om de concentraties zodanig te wijzen dat de concentratiebreuk opnieuw voldoet

aan de evenwichtsconstante (noemer wordt kleiner en teller wordt groter, het evenwicht zal dus iets naar rechts verschuiven).

Vb.  $A + B \rightarrow C$  waarbij  $K=10$

Bij evenwicht bevindt zich 0.28 mol A en B en 0.79 mol C in het mengsel.

Bij toevoegen van 0.5 mol A voldoet de concentratiebreuk niet meer aan de evenwichtsconstante:

$$(0.79) / (0.78)(0.28) = 2.2 \neq 10$$

De teller moet vergroten en de noemer moet verkleinen opdat de concentratiebreuk opnieuw gelijk zou zijn aan de evenwichtsconstante, of anders gesteld: een gegeven hoeveelheid A zal reageren met B, waardoor de concentratie van C stijgt en A en B daalt. Het evenwicht verschuift naar rechts, naar de andere kant van de toegevoegde stof.

<b>Mol</b>	<b>A</b>	<b>B</b>	<b>C</b>
Evenwicht	0.28	0.28	0.79
na toevoegen	0.78	0.28	0.79
verdwijnt	x	x	
ontstaat			x
nieuw evenwicht	0.78-x	0.28-x	0.79+x

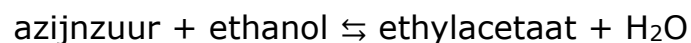
$$(0.79+x) / [(0.78-x)(0.28-x)] = 10 \rightarrow x=0.136$$

nieuw evenwicht	0.644	0.144	0.926
-----------------	-------	-------	-------

**Door verhoging van de concentratie van een component van het evenwichtsmengsel, verdwijnt een deel van het toegevoegde component doordat het evenwicht verschuift naar de andere kant.**

**Door verlaging van de concentratie van een component van het evenwichtsmengsel, ontstaat een hoeveelheid van het weggehaalde product doordat het evenwicht verschuift naar dezelfde kant.**

Dit kent een belangrijke toepassing in de industrie: het rendement kan verhoogd worden door één van de uitgangsstoffen in overmaat toe te voegen (en dat zal uiteraard de goedkoopste zijn). Om het rendement van de reactie  $2 \text{ SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{ SO}_3$  te verhogen, wordt een overmaat zuurstofgas gebruikt. Het rendement kan anderzijds ook verhoogd worden door een van de reactieproducten weg te nemen, zodat het evenwicht verder naar rechts verschuift. De rendement van de productie van ethylacetaat wordt opgedreven, door toevoegen van een wateronttrekkend middel.



Algemeen (principe van Le Châtelier – Van 't Hoff): **oefent men op een stelsel in evenwicht een dwang uit, dan zal het stelsel er zo op reageren dat de gevolgen van de uitoefening zoveel mogelijk worden tenietgedaan.**

**Of**

**Wordt bij een stelsel in evenwicht de temperatuur, druk of concentratie van één van de aanwezige stoffen veranderd, dan verschuift het evenwicht zo dat de verandering wordt tegengewerkt.**

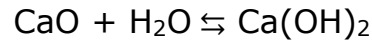
**Als gevolg van deze invloed hebben we te maken met een aflopende reactie als een of meerdere van de reactieproducten die ontstaan als neerslag of als ontsnappend gas uit het reactiemengsel verdwijnen.**



## 6.Toepassingen

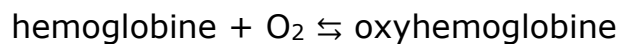
### 1. Vochtvreter

Ongebluste kalk kan gebruikt worden om vocht op te nemen. Bij verhitting wordt terug water afgestaan.



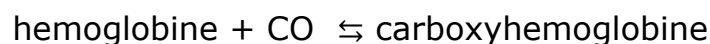
### 2. Transport van zuurstofgas

Zuurstofgas wordt in het bloed getransporteerd door hemoglobine in erythrocyten.



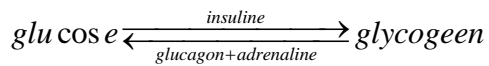
In weefsels is de concentratie aan zuurstofgas doorgaans laag, en verschuift het evenwicht naar links. In de longblaasjes is de concentratie aan zuurstofgas veel groter, en verschuift het evenwicht naar rechts. De richting van de reactie wordt bepaald door de concentratie aan zuurstofgas, maar ook van de zuurtegraad.

Koolstofmonoxide kan ook binden op hemoglobine, waarbij carboxyhemoglobine wordt gevormd. Dit is echter een bijzonder stabiele verbinding (evenwicht verschoven naar rechts), zodat het hemoglobine geen zuurstofgas meer kan vervoeren, wat leidt tot een dood door verstikking.



### 3. Glycemie (bloedsuikergehalte)

De omzetting van glucose in glycogeen is een voorbeeld van een omkeerbare reactie. De ligging van het evenwicht wordt bepaald door de concentratie aan de hormonen insuline, glucagon en adrenaline.



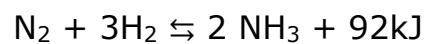
#### 4. Grotten en druipstenen

Zie:

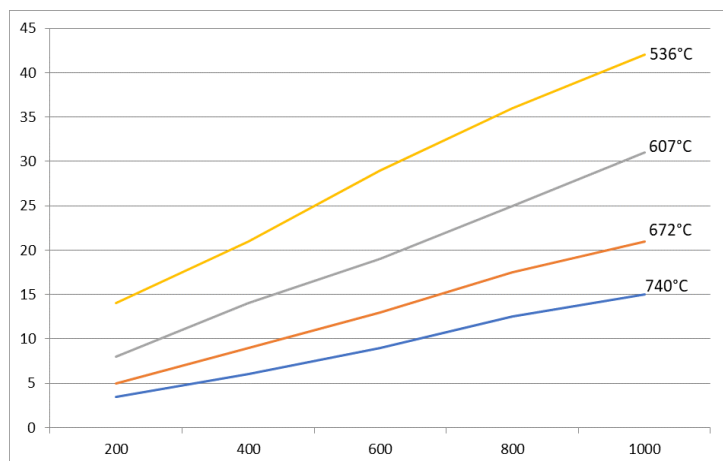
<http://old.iupac.org/didac/Didac%20Ned/Didac02/Content/E26.htm>

#### 5. Productie van ammoniak (het Haber-Bosch procédé).

Ammoniak wordt gesynthetiseerd op basis van stikstofgas en waterstofgas.



Waterstofgas wordt gewonnen uit een gefractioneerde destillatie van aardolie, stikstofgas bekomt men door een destillatie van vloeibare lucht.



Deze reactie is een evenwichtsreactie, zodat niet alle uitgangsstoffen worden omgezet tot ammoniak. De invloed van temperatuur en druk wordt weergegeven in de grafiek hiernaast (abscis: druk, ordinaat: rendement in %).

Aangezien de vorming van ammoniak een exotherme reactie is, verschuift het evenwicht naar links bij toenemende temperatuur. Bij 200 bar en 672°C is het rendement gelijk aan 5%, bij 536°C is dit 13%. Hoewel met het oog op een zo hoog mogelijk rendement, men de reactie best zou

laten doorgaan bij een zo laag mogelijke temperatuur, moet men rekening houden met het feit dat de reactiesnelheid daalt bij afnemende temperatuur. Bij een lagere temperatuur is de vorming van  $\text{NH}_3$  niet meer rendabel. Daarom wordt gezocht naar een compromis: de vorming van  $\text{NH}_3$  gebeurt meestal bij  $530^\circ\text{C}$ .

Op basis van de grafiek is duidelijk dat het rendement ook toeneemt met toenemende druk. Bij een temperatuur van  $536^\circ\text{C}$ , stijgt het rendement van 13 naar 22% als de druk verhoogt van 200 naar 400 bar. Ook hier zijn er echter grenzen: het samenpersen van het gasmengsel is een bijzonder energievervlindende procedure, de enorme drukverhoging vereist ook zeer kostbare apparatuur. In de praktijk voert men daarom de productie van ammoniak uit bij 300 bar.

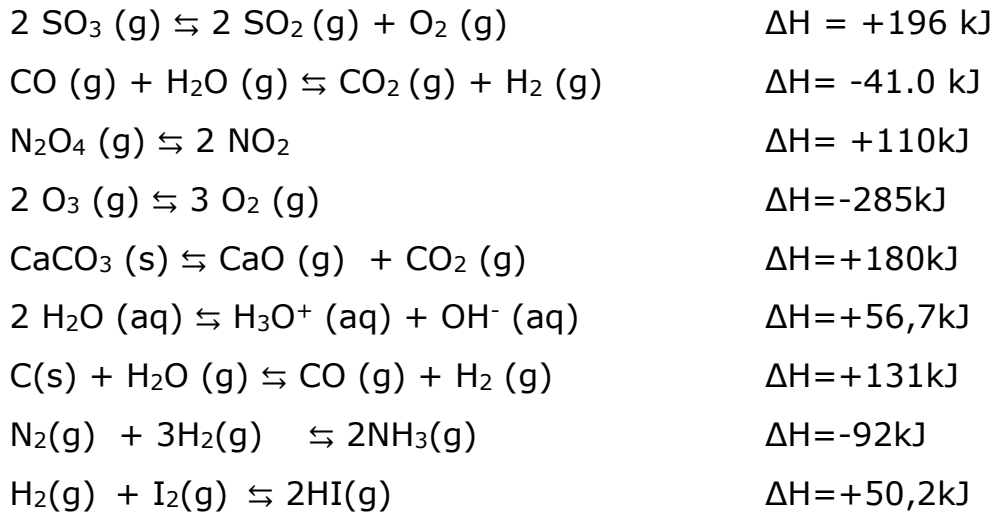
Om de reactie voldoende snel te laten verlopen, maakt men meestal gebruik van fijn verdeeld ijzer of nikkel als katalysator, in combinatie met kaliumoxide of aluminiumoxide. Deze oxiden verhogen de stabiliteit en activiteit van het fijn verdeelde metaal. Voor de productie van 1000 ton  $\text{NH}_3$  gebruikt men ca. 100 ton katalysator.

Het rendement van deze reactie blijft ca. 17-18 volumeprocent.

De productie van ammoniak is belangrijk voor de productie van heel wat meststoffen (zoals ammoniumnitraat en -sulfaat), salpeterzuur en  $\text{KNO}_3$  (een component van buskruit).

## 7.Oefeningen

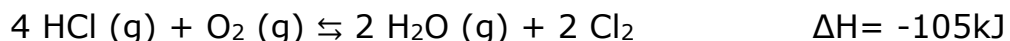
1. In welke zin verschuiven volgende evenwichten bij  
a) temperatuurstijging; b) drukdaling ?



2. In een reactievat van 10.0 l verhit men 9.00g water zodanig dat het gedeeltelijk ontbindt. In het evenwichtsmengsel is dan nog 0.250mol waterdamp aanwezig.

- a) bereken de evenwichtsconstante K in de gegeven omstandigheden (0.0125)
- b) Hoe wordt het evenwicht van de reactie beïnvloed door  
1° verkleining van het volume  
2° verhoging van de temperatuur ?

3. In een reactievat van 50.0l mengt men 0.500 mol respectievelijk van waterstofchloride, zuurstofgas, waterdamp en chloorgas. Men laat bij een bepaalde temperatuur evenwicht intreden voor volgende reactie:



Het mengsel bevat dan nog 3/5 van de aanvankelijke hoeveelheid dichloor.

- a) bereken de evenwichtsconstante K in de gegeven omstandigheden (1.03)

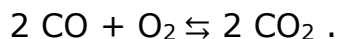
b) Hoe zal men de omstandigheden aanpassen om meer dichloor om te zetten ?

4. Men onderzoekt het gasevenwicht:  $A + B \rightleftharpoons C + D$

In een ruimte van 120l bevinden zich bij bepaalde temperatuur 6.00 mol A, 3.00molB, 9.00mol C en 2.00mol D in evenwicht. Men brengt nu 4.00mol A bij in het vat. Hoeveel mol van iedere stof bevindt zich in het vat nadat opnieuw evenwicht is ingesteld ? (9.50mol A; 2.50mol B; 9.50mol C; 2.50mol D)

5. Bij 1100°C is de evenwichtsconstante van het gasevenwicht  $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$  gelijk aan 1.00. Bereken de evenwichtsconcentraties van de gassen uitgaande van 2.00mol koolstofmonoxide en 3.00mol waterdamp in een ruimte van 2.00l bij 1100°C. (0.4000mol/l CO; 0.900mol/l H<sub>2</sub>O; 0.600mol/l CO<sub>2</sub>; 0.600mol/l H<sub>2</sub>)

6. Men voegt 2,50mol koolstofmonoxide, 3,00 mol zuurstofgas en 4,00 mol koolstofdioxide bij elkaar in een vat van 10,0 l waardoor zich volgend evenwicht instelt:

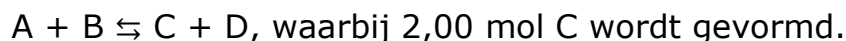


Bij evenwicht blijkt er nog 2,00 mol zuurstofgas in het vat aanwezig te zijn. Bereken de evenwichtsconstante. (720)

Hoe groot zou men het volume van het vat moeten maken om 2,70mol zuurstofgas in het evenwichtsmengsel te verkrijgen? (332l)

7. In een ruimte van 3,00l brengt men 0,00900 mol zwaveldioxide en 0,0250 mol zuurstofgas. Bij een bepaalde temperatuur blijkt zich 0,00600 mol zwaveltrioxide in het gasmengsel te hebben gevormd. Bereken K. (545)  
Hoeveel mol zuurstofgas zou men moeten toevoegen om 0,00700 mol zwaveltrioxide te verkrijgen ?  
(0,0459mol)

8. In een ruimte van VI brengt men 6,00 mol A en 7,00 mol B. Er stelt zich volgend evenwicht in:



Bereken K (0,200)

Men voegt nog zoveel van stof B toe dat na het instellen van het nieuwe evenwicht 3,00 mol C in het gasmengsel aanwezig is. Hoeveel mol extra B heeft men toegevoegd ? (11l)

9. Bij 727°C bevinden zich in een ruimte van 1 liter de volgende gassen: 0,102 mol NH<sub>3</sub>, 1.03 mol N<sub>2</sub> en 1,62 mol H<sub>2</sub>. Tussen deze gassen bestaat volgend evenwicht N<sub>2</sub> + 3H<sub>2</sub> ⇌ 2 NH<sub>3</sub>. Bereken de evenwichtsconstante.

10. Gegeven het evenwicht H<sub>2</sub> + I<sub>2</sub> ⇌ 2 HI – x kJ.

In welke richting verschuift de ligging van het evenwicht bij

- Toevoegen van dijood
- Verwijderen van waterstofgas
- Verwijderen van waterstofjodide
- Samenpersen van het gasmengsel tot de helft van het volume
- Verhogen van de temperatuur

11. Gegeven het evenwicht CO + H<sub>2</sub>O ⇌ CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>

In welke richting verschuift de ligging van het evenwicht door volgende ingrepen ?

Verwijderen van koolstofdioxide ? toevoegen van waterdamp ?

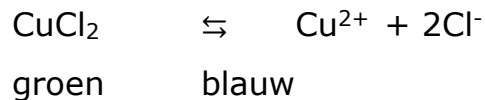
Drukverhoging ?

12. Gegeven PCl<sub>5</sub> ⇌ PCl<sub>3</sub> + Cl<sub>2</sub>

Bereken het aantal mol Cl<sub>2</sub> bij evenwicht, als 1 mol PCl<sub>5</sub> wordt verwarmd tot 250°C in een vat van 10L. Bij deze temperatuur is K=0,41

13. Gegeven  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$  waarbij  $K=0,63$ .  
Een mengsel van 1 mol water en 3 mol koolstofmonoxide reageert tot evenwicht in een volume van 1 liter. Hoeveel mol van elk gas vindt men bij dit evenwicht ?

14. Men voegt HCl toe aan een geconcentreerde  $\text{CuCl}_2$ -oplossing waarin het volgende evenwicht heerst:



Wordt de oplossing groener of blauwer bij toevoegen van HCl ? Verklaar !

15. Gegeven: de omkeerbare homogene reactie  $\text{A} + 2 \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + 3\text{D}$   
Een oplossing met 0.20 mol A en een oplossing met 0.30 mol B worden samengevoegd en aangelengd tot 1 liter. Bij een evenwicht blijkt 0.05 mol C gevormd te zijn. Bereken de evenwichtsconstante.

16. Een ruimte van 2.0 liter waar evenwicht heerst, bevat 0.6 mol CO, 0.4 mol  $\text{Cl}_2$  en 1.60 mol  $\text{COCl}_2$ . Bereken de evenwichtsconstante voor het evenwicht  $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ .

17. 1 mol  $\text{SO}_3$  wordt gebracht in een reactievolume van 1 liter. Als er evenwicht is, bevat het vat 0.6 mol  $\text{SO}_2$ . Bereken de evenwichtsconstante voor het evenwicht



Voeg 2,5 mol  $\text{SO}_2$ , 3 mol  $\text{O}_2$  en 4 mol  $\text{SO}_3$  toe. Na evenwicht blijkt nog 2 mol  $\text{O}_2$  aanwezig te zijn. Bereken de evenwichtsconstante en de evenwichtsconcentraties.

## 8. Zelfstandig werk – onderzoek van factoren die de ligging van het evenwicht beïnvloeden

Maak 200ml van een oplossing van 0.001 mol/L FeCl<sub>3</sub>.

Maak 200ml van een oplossing van 0.001 mol/L KSCN.

Bij samenvoegen van hoeveelheden van beide oplossingen ontstaat een evenwicht



Het ontstaan van FeSCN<sup>2+</sup> is merkbaar aan de kleur (welke?).

### **Invloed van de temperatuur**

Neem ongeveer 30mL van de oplossing en verdeel dit over drie proefbuizen.

Plaats de drie proefbuizen in een beker met water, waarbij één van de bekervarm water, één van de bekervoud water en een derde beker lauw water (kamertemperatuur) bevat.

*Welke invloed heeft een verhoging/verlaging van de temperatuur op de ligging van een evenwicht ?*

### **Invloed van de concentratie**

Neem gelijke hoeveelheden van beide oplossingen en meng deze. Verdeel het mengsel over 5 proefbuizen.

Proefbuis 1: wordt gebruikt als referentie.

Proefbuis 2: voeg een hoeveelheid FeCl<sub>3</sub> toe.

Proefbuis 3: voeg een hoeveelheid KSCN toe.

Proefbuis 4: voeg een hoeveelheid NaOH toe (noot: de Fe<sup>3+</sup> ionen reageren met OH<sup>-</sup> ionen tot vast Fe(OH)<sub>3</sub>, waardoor de concentratie aan Fe<sup>3+</sup>-ionen in de oplossing daalt).

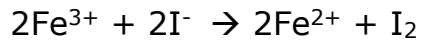
Proefbuis 5: voeg een hoeveelheid AgNO<sub>3</sub> toe (noot: de Ag<sup>+</sup>-ionen reageren met de SCN<sup>-</sup> ionen tot onoplosbaar AgSCN, waardoor de concentratie aan Ag<sup>+</sup>-ionen in de oplossing daalt.)



*Welke invloed heeft een wijziging van de concentratie van één van de stoffen in het evenwichtsmengsel, op de ligging van het evenwicht ?*

**Onderzoek of een oplossing een evenwichtsmengsel bevat**

Maak een oplossing van FeCl<sub>3</sub> en KI. en voeg deze samen.



(indicator I<sub>2</sub> toevoegen van zetmeel levert een donkerblauwe/zwarte kleur op; Fe<sup>3+</sup>: toevoegen KSCN levert een donkerrode kleur op; indicator Fe<sup>2+</sup>:toevoegen van K<sub>3</sub>Fe(CN)<sub>6</sub> levert een blauwe kleur op; indicator I<sup>-</sup> : toevoegen AgNO<sub>3</sub> levert witte neerslag op)