



## Samenvatting, Evenwichten, H 16, Compleet

Evenwichten (Avans Hogeschool)



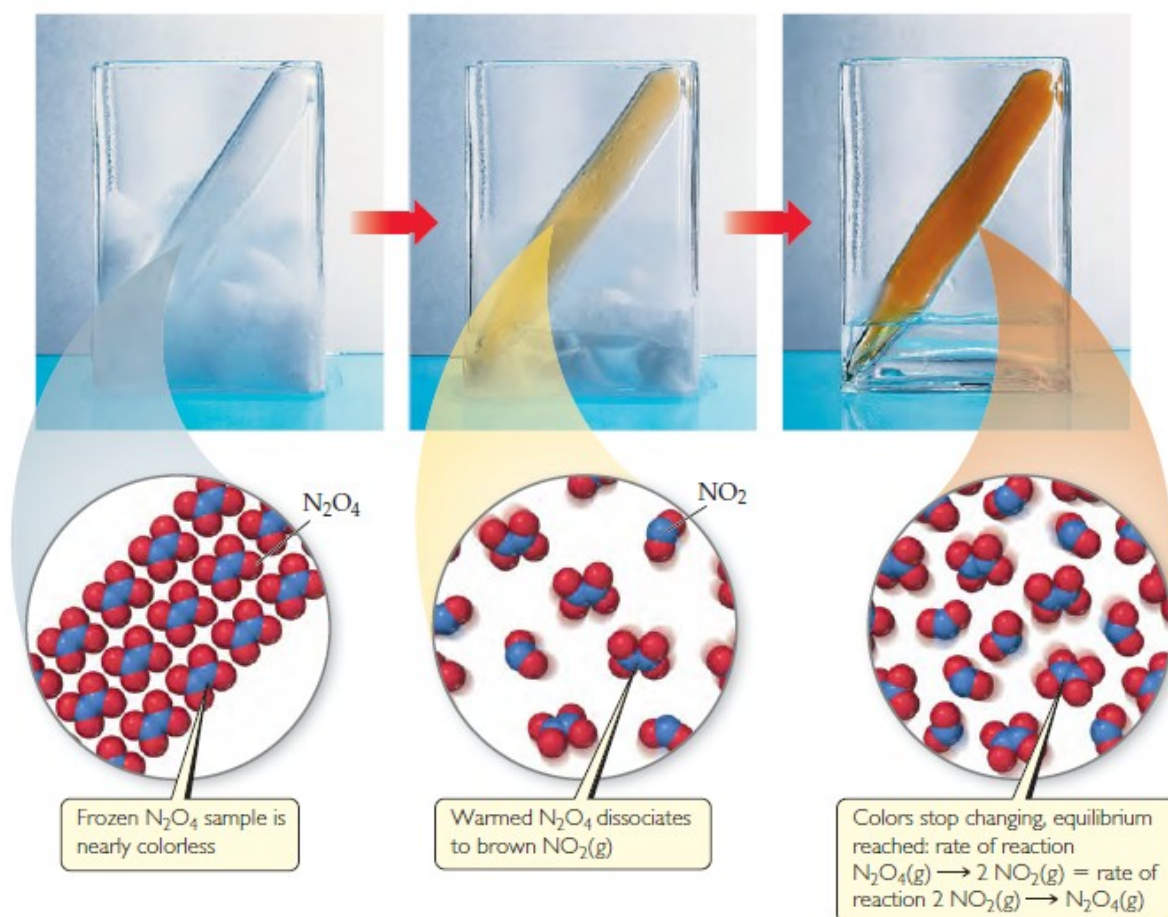
E  
V  
E  
N  
W  
I  
C  
H  
T

## **Inhoudsopgave**

Inhoudsopgave.....	1
De betekenis van evenwicht.....	2
De evenwichtsconstante.....	3
Heterogeen evenwicht.....	3
Berekening met de evenwichtsconstante.....	3
Het principe van Châtelier.....	5

## De betekenis van evenwicht

Evenwichten speelt een belangrijke rol in de scheikunde. Alle reacties zijn evenwichtsreacties. Een voorbeeld van een evenwicht is de omzetting van  $\text{N}_2\text{O}_4$  naar  $\text{NO}_2$ .  $\text{N}_2\text{O}_4$  is een kleurloos gas dat reageert tot  $\text{NO}_2$ , een bruin gas. Het kleurloze gas wordt dus steeds donker. Het donker worden stopt op een gegeven moment omdat de reactie dan een bepaald **evenwicht** heeft bereikt. Als een reactie een evenwicht heeft bereikt veranderen de concentraties van **producten** en **reactanten** niet meer. De reactie gaat nog wel heen en terug maar wel met dezelfde snelheid zodat het evenwicht gelijk blijft. (zie figuur 1).

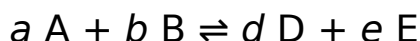


Figuur 1. Evenwicht van  $\text{NO}_2$  en  $\text{N}_2\text{O}_4$ .

Het maakt niet uit of we met  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{NO}_2$  of een mix van beide beginnen. Bij evenwichtsreactie streeft het altijd naar een evenwicht totdat de snelheid van de heen reactie en terug reactie gelijk is en de **concentratie** niet meer verandert. Let er wel op dat bij een evenwicht de concentraties van de stoffen niet gelijk hoeven te zijn.

## De evenwichtsconstante

De **evenwichtsconstante** is een getal dat aangeeft of er meer producten of meer reactanten worden gevormd bij een **chemische reactie**. Het getal zegt niet over hoe snel een reactie loopt of wanneer het evenwicht van een reactie is bereikt. Voor het berekenen van de evenwichtsconstante wordt er een **wiskundige formule** voor gebruikt. Stel we hebben een algemene evenwichtsreactie:



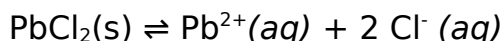
De kleine letters stellen de coëfficiënten voor en de grote letters is het aantal mol per liter (M) van de stoffen. Deze getallen moeten in een formule worden ingevoerd zoals hieronder staat beschrijven.

$$K_c = \frac{[D]^d [E]^e}{[A]^a [B]^b}$$

De producten staan bovenaan bij de deelstreep en de reactanten onderaan de deelstreep. Hoe groter de evenwichtsconstante, hoe meer producten er zijn gevormd. Als het getal  $K_c$  veel groter is dan 1 dan zijn er meer producten gevormd. De reactie gaat dan naar rechts. Het evenwicht ligt dus rechts. Als het getal  $K_c$  veel kleiner is dan 1 dan zijn er niet zo veel producten gevormd, het evenwicht ligt dan links.

## Heterogeen evenwicht

Vele evenwichtsreacties hebben vaak dezelfde fase, meestal gas en liquid. Dit noemt men een **homogeen evenwicht**. In sommige gevallen zijn de producten en reactanten in andere fases, dit noemt men een heterogeen evenwicht. Bijvoorbeeld: de ontleding van loodchloride in water.



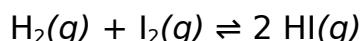
Je ziet hier dat loodchloride vast is en lood ionen en chloride ionen in een oplossing zitten. Vaste stoffen en vloeibare stoffen zoals  $\text{H}_2\text{O}$  doen niet mee met de berekening van de evenwichtsconstante. Dus de berekening van de evenwichtsconstante luidt dan:

$$K_c = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$$

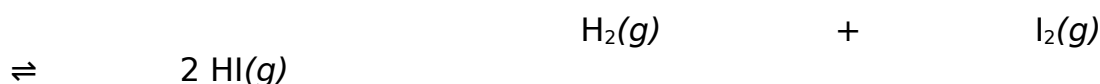
Let er wel op dat  $\text{H}_2\text{O}$  wel mee moet doen bij het berekenen van de evenwichtsconstante als het voorkomt als gas fase.

## Berekening met de evenwichtsconstante

We hebben net leren berekenen de evenwichtsconstante te **berekenen** met behulp van de concentraties van de stoffen, maar in de meeste gevallen moet je een concentratie van een stof berekenen als de evenwichtsconstante is gegeven. Stel we hebben een fles van 1 liter waar 1 mol  $\text{H}_2$  en 2 mol  $\text{I}_2$  in zit. De evenwichtsconstante is  $K_c = 50.5$  en de evenwichtsreactie is als volgt:



Het berekenen van de concentratie van HI kan met behulp van een tabel.



Begin concentratie (M)	1.0	2.0	0.0
Verandering van concentratie (M)	-x	-x	+2x
Eind concentratie (M)	1.0-x	2.0-x	2x

Als je deze getallen invoert voor het berekenen van de evenwichtsconstante krijg je

$$K_c = \frac{[2x]^2}{[1.0-x][2.0-x]} = 50.5$$

De x kan je dan berekenen met behulp van de abc formule door hem wiskundig uit te werken.

$$4x^2 = 50.5(x^2 - 3.0x + 2.0)$$

↓

$$46.5x^2 - 151.5x + 101.0 = 0$$

↓

$$x = \frac{-151.5 \pm \sqrt{2 - 4(46.5)(101)}}{2 \cdot 46.5} = 2.323 \text{ of } 0.935$$

Omdat we getal x straks moeten aftrekken van de molen moeten we verder rekenen met x=0.935. Dit doen we omdat molen niet negatief kunnen zijn, dus x=2.323 vervalst dus. De eindconcentraties kunnen we nu dus berekenen.

$$[H_2] = 1.0 - x = 0.065 \text{ M}$$

$$[I_2] = 2.0 - x = 1.065 \text{ M}$$

$$[HI] = 2x = 1.87 \text{ M}$$

Om er zeker van te zijn dat dit klopt kunnen we de concentraties in de formule invullen.

$$K_c = \frac{[1.87]^2}{[0.065][1.065]} = 50.5$$

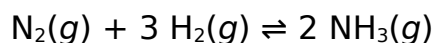
De berekeningen kloppen dus.

## Het principe van Châtelier

Volgens **het principe van Châtelier** is het zo dat als er een proces in het evenwicht wordt verstoord, het evenwicht verandert om die verstoring te minimaliseren. Er zijn hier drie voorbeelden van, verandering van concentratie, verandering van de **druk** en verandering van de **temperatuur**.

Als de concentratie van een stof veranderd blijft de concentratie van het stof dat je veranderd niet hetzelfde omdat de evenwichtsconstante dan ook veranderd. De evenwichtsconstante van een reactie blijft altijd gelijk. Dus als je aan de rechterkant van een reactie de concentratie verhoogt, dan ligt het evenwicht rechts, de reactie verschuift dan dus naar links. Met behulp van dit proces kan je meer producten vormen aan de rechterkant.

Als je de druk verhoogd van een reactie, is er minder ruimte voor moleculen die meer **volume** innemen. Stel we hebben de reactie van de vorming van ammoniak.



Aan de linkerkant zitten meer moleculen dus die nemen meer ruimte in. Stel je verhoogd de druk van deze reactie, dan is er minder ruimte voor de moleculen die veel ruimte innemen. De reactie verschuift dan naar rechts omdat  $\text{NH}_3$  minder ruimte inneemt. Er ontstaat dus meer ammoniak bij deze reactie omdat de druk verhoogd is.

Je kan een evenwicht ook verstoren door de temperatuur van een reactie te veranderen. Het evenwicht kan dan ook naar rechts of naar links verschuiven. Om te weten of een evenwicht naar links of naar rechts verschuift moet men kijken of de evenwichtsreactie **exotherm** of **endotherm** is. Je hebt dus twee soorten reacties.

Endotherm: reactanten + *warmte*  $\rightleftharpoons$  producten

Exotherm: reactanten  $\rightleftharpoons$  producten + *warmte*

Stel je voegt bij een endotherme reactie warmte toe, dan gedraagt de reactie zich alsof er aan de rechterkant meer producten zijn dus ligt het evenwicht aan de rechterkant. Net zoals dat je de concentratie van een stof veranderd. Het evenwicht verschuift dan naar links. Zo ontstaan er meer reactanten en kan je het evenwicht dus verstoren met behulp van de temperatuur.

# **Woordenlijst Nederlands – Engels**

Evenwicht – Equilibrium

Producten – Products

Reactanten – Reactants

Concentratie – Concentration

Evenwichtsconstante – Equilibrium constant

Chemische reactie – chemical reaction

Wiskundige formule – Mathematical equation

Homogeen evenwicht - homogeneous equilibria

Berekenen – Calculate

Het principe van Châtelier - Le Châtelier's principle

Druk – Pressure

Temperatuur – Temperature

Volume – volume

Exotherm - Endothermic

Endotherm - Exothermic