

(Y) VOORWOORD

Hier verzamel ik de samenvattingen chemie ter voorbereiding van de toetsen in module 2.

(X) INHOUDSTAFEL

(1) CHEMISCH EVENWICHT

(...)

(...)

(...)

(1) CHEMISCH EVENWICHT

*In dit hoofdstuk veranderen we onze mindset over de chemische reactie, een chemische reactie is namelijk géén aflopende maar een evenwichtsreactie

(1A) OMKEERBAARHEID VAN DE CHEMISCHE REACTIE



→ Aflopende reactie: een reactie die stopt wanneer één der reagentia op is.

→ Dit is fout! In principe is elke chemische reactie een evenwichtsreactie.



→ Evenwichtsreactie: een reactie die zichzelf omkeert onder dezelfde omstandigheden, er wordt een dynamisch evenwicht bereikt, er gaan evenveel stoffen naar rechts als naar links.

→ Theoretisch is elke reactie in evenwicht, echter ligt het evenwicht soms 99% rechts dat het verwaarloosbaar is en we toch spreken van een aflopende reactie.

*LET OP: evenwichtsreactie = onder dezelfde omstandigheden omkeerbaar

omkeerbare reactie = kan enkel omkeren door omstandigheden aan te passen

(1B) DE CHEMISCHE EVENWICHTSCONSTANTE

*Voor de reactie: $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ definiëren we het chemisch evenwicht als volgt:

→ $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$ → Nieuwe notatie: [X] = concentratie van stof X (vroeger aangeduid als c)

→ Waarom tot de 2^{de} macht?

→ Je doet altijd tot de macht van het getal dat voor de stof staat, voor H_2 en I_2 staat een onzichtbare 1 dus daarom tot de 1^{ste} macht. Voor HI staat een 2, dus tot de 2^{de} macht.

→ Wat betekent die 'e'?

→ Die 'e' betekent dat we de concentratie pas pakken als het 'e'evenwicht is bereikt!

Als we de groene (evenwichts)waarden overnemen en invullen in de reactie verkrijgen we

$$K_c = \frac{(0,16)^2}{(0,02)(0,02)} = 64$$

→ $K > 1$: evenwicht ligt rechts, dus de pijl van links naar rechts is groter dan rechts naar links. Dit zien we ook in de tabel. Er is een **goed rendement** (we krijgen veel HI uit H_2/I_2)

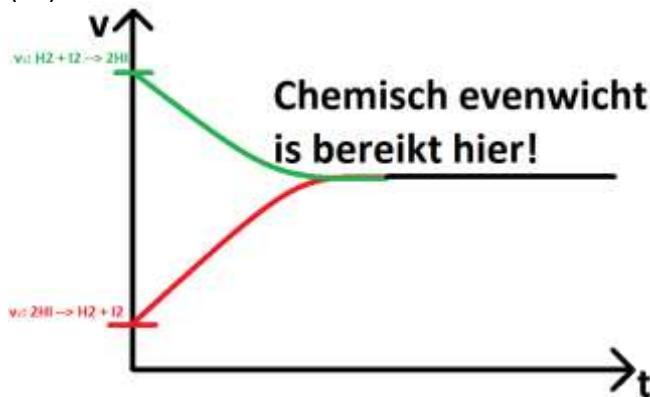
→ $K < 1$: evenwicht ligt links, dus de pijl van rechts naar links is groter dan omgekeerd. Er is hier een **slecht rendement** want we krijgen weinig stof uit onze beginstoffen

→ Dit is het **economisch belang v/h chemisch evenwicht**

Alle eenheden uitgedrukt in mol

H ₂	I ₂	2HI
0,10	0,10	0,00
0,00	0,00	0,20
0,02	0,02	0,16

(1C) WAT GEBEURT ER MET DE REACTIESNELHEDEN BIJ CHEMISCH EVENWICHT?



De reactiesnelheid van de ene- naar de andere kant verlaagd terwijl die van de omgekeerde reactie verhoogd, als de reactiesnelheden elkaar kruisen is het chemisch evenwicht bereikt.

(1D) VERSCHUIVING VAN HET CHEMISCH EVENWICHT

(INTERMEZZO) CONCENTRATIEBREUK VS EVENWICHTSCONSTANTE

*De concentratiebreuk (C.B.) is dezelfde breuk als bij de evenwichtsconstante, dus voor onze voorbeeldreactie in deze samenvatting zou het zijn: $\frac{[HI]_e^2}{[H_2]_e [I_2]_e}$, echter onderscheiden we dit van de evenwichtsconstante omdat de concentratiebreuk kan veranderen. Soms zullen wij echter zien dat de C.B. altijd naar de K_c toe zal veranderen.

(1DI) INVLOED VAN VERSCHILLENDE FACTOREN OP HET CHEMISCH EVENWICHT

*Concentratie: neem onze voorbeeldreactie $\rightarrow H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$

\rightarrow Door de $[H_2]$ te verhogen zal de C.B. verlagen, echter zal de C.B. altijd naar de evenwichtsconstante toegaan. Wat zal gebeuren? De chemische reactie zal automatisch $[HI]$ verhogen totdat $C.B. = K_c$.

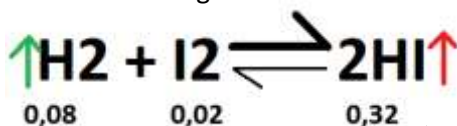
\rightarrow We verhogen $[H_2]$ tot 0,08 mol, we vullen in de concentratiebreuk de nieuwe waarden in...

$$\frac{(0,16)}{(0,08)(0,02)} = 16 \neq 64 \rightarrow \text{de reactie is uit zijn chemisch evenwicht, maar wil dit herstellen.}$$

\rightarrow Om het chemisch evenwicht te herstellen moet $[HI]$ verhogen, aangezien de noemer verhoogt moet de teller ook verhogen. Na wat experimenteren verkrijgen we:

$$\frac{[HI]_e^2}{[H_2]_e [I_2]_e} = \frac{(0,32)^2}{(0,08)(0,02)} = 64 = K_c \rightarrow \text{het chemisch evenwicht heeft zichzelf hersteld!}$$

\rightarrow Hoe verschuift het chemisch evenwicht nu? Omdat we H_2 hebben toegevoegd willen we het kwijt. Atomen zijn slim dus zal de chemische reactie automatisch de reactiesnelheid van rechts naar links verhogen waardoor er meer HI wordt gevormd maar we de H_2 dus ook wegwerken.



\rightarrow Het chemisch evenwicht is verschoven naar rechts

\Leftrightarrow Als we HI zouden toevoegen naar links

\rightarrow Dit valt te verklaren met de wet van Le Chatelier:

In dit geval zal met de toevoeging van H_2 in ons systeem (dwang), het systeem automatisch de reactiesnelheid van links naar rechts

verhogen totdat er een evenwicht is bereikt, ons systeem zorgt ervoor dat de dwang (toegevoegde concentratie) zo weinig mogelijk tot uiting komt

Als op een systeem in evenwicht een dwang wordt uitgeoefend (concentratie vergroot hier), voltrekt zich een zodanige omzetting dat die dwang zo weinig mogelijk tot uiting komt

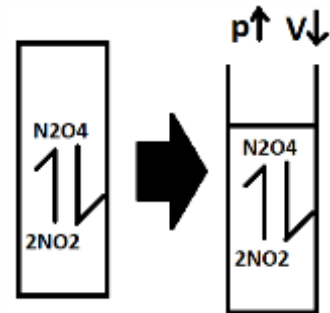
*Druk: Bij een **drukverhoging (= volumeverkleining)** zal het chemisch evenwicht verschuiven naar de

kant met het kleinste aantal deeltjes. Bij een **drukverlaging (= volumeverhoging)** zal het chemisch evenwicht verschuiven naar de kant met het grootste aantal deeltjes.

→ Neem: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$

→ Als p verhoogd dan verlaagd de volume, met gevolg dat het chemisch evenwicht zal verschuiven naar rechts (de kant met het grootste aantal deeltjes).

→ Als we de druk verlagen zal de volume verhogen, het chemisch evenwicht zal nu verschuiven naar links.



***Temperatuur:** Neemt de temperatuur toe zal het chemisch evenwicht verschuiven naar de endotherme kant (kant waar warmte wordt opgenomen) van de reactie, bij daling van de temperatuur naar de exotherme kant.

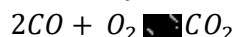
→ Neem: $N_2O_4(g) + 98 \text{ kJ (exotherm)} \rightleftharpoons 2NO_2(g) \text{ (endotherm)}$

→ We hebben 98 kJ energie nodig om de reactie naar rechts te laten gaan, door de warmte toe te voegen geven we de reactie meer energie, waardoor de reactie zal opgaan naar de kant die energie opneemt (endotherm) wat NO_2 in deze reactie doet. Omgekeerd zal door de temperatuur te doen dalen de reactie energie verliezen, NO_2 die energie opnam zal nu energie afgeven. De reactie is verschoven naar de exotherme kant (kant die energie afgeeft).

(1E) STOÏCHIOMETRISCHE BEREKENINGEN MET HET CHEMISCH EVENWICHT: VOORBEELDOEFENING

Oefening 4 in cursus: 2 sterretjes

→ OPGAVE: Men voegt 2.50 mol koolstofmonoxide, 3.00 mol zuurstofgas en 4.00 mol koolstofdioxide bij elkaar in een vat van 10 l, waardoor zich volgend evenwicht instelt:



→ GEGEVEN: we gieten hier alle gegevens in een tabel (rood = gegevens, groen = aangevuld)

	2CO	O ₂	2CO ₂
$[X]_0$	0,250	0,300	0,400
$\Delta[X]$	0,100 -0,200	-0,100	+0,200
$[X]_e$	0,050	0,200	0,600

→ Adhv de laatste kolom kunnen we K_c berekenen:

$$K_c = \frac{[CO_2]^2}{[O_2][CO]^2} = \frac{(0,600)^2}{(0,200)(0,050)^2} = 720 \text{ (antwoord op vraag a)}$$

Vraag b luidt: hoe groot zou het volume van het vat moeten zijn om 2,70 mol O_2 in het evenwichtsmengsel te verkrijgen

Uitleg:

- (1) Let op, we hadden gekregen in een vat van 10l, dus moeten we alles eerst :10 doen want we willen maar 1l!
- (2) We hadden alle beginconcentraties en de evenwichtsconcentratie van O_2 gekregen, adhv dit konden we de rest aanvullen.
- (3) Als er 0,100 mol/l O_2 verdwijnt verdwijnt er 0,200 mol/l 2CO, dit komt omdat er een 2 voor die CO staat, stond er een 3 dan was het 0,300!
- (4) Als er aan één kant 0,200 verdwijnt, wordt die 0,200 aan de andere toegevoegd!

→ Let op: we kennen het volume niet, we zoeken deze, dus ze stellen de volume gelijk aan x.

	2CO	O ₂	2CO ₂
[X] ₀	2,50	3,00/x	4,00/x
Δ[X]	-0,60/x	-0,30/x	+0,60/x
[X] _e	1,90/x	2,70/x	4,60/c

Het groene gedeelte hebben we gegeven, adhv dit kunnen we aanvullen het paarse gedeelte aanvullen en adhv het paarse gedeelte vullen we de gegevens na de dikke lijn aan.

Opmerking: typfoutje: c = x
Hoe weet je hoeveel Δx je moet nemen achter de dikke lijn? Je neemt zoveel als degene die het meeste ervanaf krijgt, in dit geval de 2CO dus.

→ We kennen K_c dus kunnen nu een vergelijking opstellen.

$$\rightarrow K_c = \frac{[CO_2]^2}{[O_2][CO]^2} \Leftrightarrow 720 = \frac{(4,60/x)^2}{(2,70/x)(1,90/x)^2}$$

→ Volgende stappen zijn het wiskundig oplossen van de vergelijking

$$\Leftrightarrow 720 = \frac{(4,60/x)^2}{(2,70/x)(\frac{3,61}{x^2})} \Leftrightarrow 720 \cdot \left(\frac{2,70}{x}\right) \left(\frac{3,61}{x^2}\right) = \frac{21,16}{x^2} \Leftrightarrow 720 \cdot \frac{9,747}{x^3} = \frac{21,16}{x^2}$$

$$\Leftrightarrow 720 \cdot \frac{9,75}{x^3} \cdot \frac{x^2}{21,16} = 0 \Leftrightarrow 720 \cdot \frac{9,75}{21,16} \cdot x^{-1}(1) = 0 \Leftrightarrow 331 \cdot \frac{1}{x} = 0 \Leftrightarrow 331 = x$$

→ We hebben het antwoord gevonden: we hebben 331 l nodig.

*Je moet vergelijkingen kunnen oplossen die aanleiding geven met een probleem tot chemisch evenwicht, dit kan een eerstegraads- maar ook een tweedegraadsvergelijking zijn die je dan oplost met de discriminant.

(1) $x^{-1} = 1/x$!!!!