

OEFENOPGAVEN VWO

EVENWICHTEN

OPGAVE 1

In een ruimte van 5,00 liter brengt men 9,50 mol HCl(g) en 2,60 mol O₂(g). Na evenwichtsinstelling is 40,0% van de beginstoffen omgezet en is er Cl₂(g) en H₂O(g) ontstaan.

- 01 Bereken de concentraties bij evenwicht.
- 02 Bereken de evenwichtsconstante.

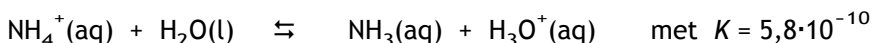
OPGAVE 2

Men mengt 30,0 mol H₂ en 10,0 mol N₂ in een reactor van 1000 dm³. Als het evenwicht is ingesteld, is er 4,0 mol NH₃ ontstaan.

- 03 Bereken de evenwichtsconstante.

OPGAVE 3

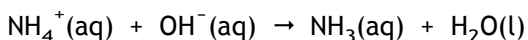
Men mengt 0,10 mol NH₃ en 0,15 mol NH₄Cl in 1,0 liter water. Het volgende evenwicht stelt zich in:



Neem aan dat bij het instellen van het evenwicht de hoeveelheden NH₃ en NH₄⁺ verwaarloosbaar veranderen.

- 04 Bereken de concentratie van de ionen H₃O⁺ in mol per liter bij evenwicht.

Aan het evenwichtsmengsel wordt 3,2 gram NaOH toegevoegd. De volgende reactie treedt op:

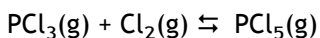


Na deze verstoring zal het evenwicht zich opnieuw instellen.

- 05 Bereken de concentratie van de ionen H₃O⁺ in mol per liter als het evenwicht zich opnieuw heeft ingesteld.

OPGAVE 4

In een reactievat van 1,0 liter brengt men een bepaalde hoeveelheid PCl₃ bij 0,040 mol Cl₂ en laat het volgende evenwicht instellen:

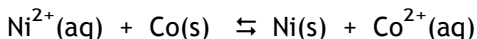


Onder de gegeven omstandigheden geldt: $K = 17$. Bij evenwicht is er 0,020 mol PCl₅ ontstaan.

- 06 Bereken hoeveel mol PCl₃ je moet mengen met 0,040 mol Cl₂ om bij evenwicht 0,020 mol PCl₅ te hebben.

OPGAVE 5

Men doet een stukje Co in 25,0 mL 0,400 M NiCl₂-oplossing. Het volgende evenwicht stelt zich in:



Er geldt: $K = 3,22$

- 07 Bereken de concentratie van Co²⁺ en van Ni²⁺ in mol per liter als het evenwicht is ingesteld.

Na instelling voegt men 5,00 mL 0,150 M CoCl₂-oplossing toe.

- 08 Bereken de concentratie van Co²⁺ en van Ni²⁺ in mol per liter als het evenwicht opnieuw is ingesteld.

OPGAVE 6

Aan 25,0 mL leidingwater wordt 50,0 mL 0,0840 M AgNO_3 -oplossing toegevoegd. Er ontstaat een neerslag van AgCl .

- 09 Bereken de minimale concentratie Cl^- in mol per liter in het leidingwater.

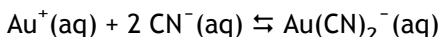
OPGAVE 7

Het giftige gas fosgeen (COCl_2) ontleedt al bij lage temperatuur in koolstofmonoxide en chloor. Dit is een evenwichtsreactie.

- 10 Geef de reactievergelijking van deze ontleding.
11 Beredeneer naar welke kant het evenwicht verschuift als we extra chloorgas toevoegen aan het evenwichtsmengsel.
12 Beredeneer naar welke kant het evenwicht verschuift als we het volume van het reactievat verkleinen.
In een vat van 1,0 liter brengen we 0,20 mol fosgeen. Bij een bepaalde temperatuur laten we het evenwicht intreden. In het evenwichtsmengsel blijkt dan 0,040 mol Cl_2 aanwezig te zijn.
13 Bereken de waarde van de evenwichtsconstante.

OPGAVE 8

Goud(I)ionen vormen uitermate stabiele complexe ionen met cyanide-ionen:

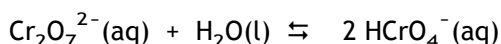


Volgens een literatuurbron bedraagt de evenwichtsconstante voor deze complexvorming $3,0 \cdot 10^{38}$.

- 14 Geef de evenwichtsvoorwaarde van dit evenwicht en leg uit wat hier bedoeld wordt met uitermate stabiele complexe ionen.
15 Bereken de Au^+ -concentratie in mol per liter in een oplossing waarin geldt: $[\text{CN}^-] = 0,40 \text{ mol L}^{-1}$ en $[\text{Au}(\text{CN})_2^-] = 0,15 \text{ mol L}^{-1}$.
16 Bereken het aantal Au^+ -ionen dat zich bevindt in 1,0 L van de bovenstaande oplossing.
17 Leg uit dat het eigenlijk onzinnig is om deze complexvorming een evenwichtsreactie te noemen.
Goud(I)bromide is een slecht oplosbaar zout. Als we aan een suspensie van AuBr in water een overmaat NaCN toevoegen, lost AuBr echter op.
18 Geef hiervoor een verklaring met behulp van een evenwichtsbeschouwing.
We beschikken over 1,0 L van een oplossing, waarin $1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol Au}^+$ -ionen aanwezig is. We voegen daar $6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol NaCN}$ aan toe en roeren tot alles is opgelost. Het volume blijft tijdens het oplossen van NaCN constant.
19 Bereken de concentratie van vrije Au^+ -ionen in de nu ontstane oplossing.

OPGAVE 9

In een oplossing van kaliumdichromaat komen, behalve ionen K^+ en $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, ook ionen HCrO_4^- voor. In zo'n oplossing heeft zich het volgende evenwicht ingesteld:



$$\text{Voor dit evenwicht geldt: } K = \frac{[\text{HCrO}_4^-]^2}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}$$

Bij verdunning van een kaliumdichromaatoplossing verschuift dit evenwicht naar rechts.

- 20 Leg dit uit aan de hand van de evenwichtsvoorwaarde.

Omdat HCrO_4^- een zwak zuur is, kan men in een oplossing van kaliumdichromaat ook de aanwezigheid van ionen CrO_4^{2-} verwachten.

21 Geef de ionisatievergelijking van het zwakke zuur HCrO_4^- .

22 Geef de formule voor K_z van het zuur HCrO_4^- .

Men maakt een oplossing van 0,082 molair kaliumdichromaat en meet een pH van 4,73. De waarde van K_z van HCrO_4^- bedraagt $1,0 \cdot 10^{-7}$.

23 Bereken de waarde van de evenwichtsconstante van bovengenoemd evenwicht.

Bij reacties met kaliumdichromaat gebruikt men meestal een aangezuurde oplossing. Men kan berekenen dat in een aangezuurde oplossing van kaliumdichromaat, waarvan de pH kleiner is dan 3, $[\text{CrO}_4^{2-}]$ zeer klein is ten opzichte van $[\text{HCrO}_4^-]$.

24 Geef deze berekening.

OPGAVE 10

Oplosbaarheid is een belangrijke factor bij de bepaling van de milieuverontreiniging van zouten. Zo kan men het verschil in oplosbaarheid gebruiken om bariumionen van strontiumionen te scheiden in een oplossing. Men heeft een oplossing met $[\text{Ba}^{2+}] = 0,010 \text{ M}$ en $[\text{Sr}^{2+}] = 0,010 \text{ M}$. Aan deze oplossing wordt een overmaat natriumsulfaatoplossing toegevoegd. Er ontstaat een neerslag van bariumsulfaat en van strontiumsulfaat.

25 Geef van deze twee reacties de reactievergelijking.

De oplosbaarheid van beide sulfaten wordt bepaald door hun oplosbaarheidsproduct. Zie tabel 46 van BINAS. Uit deze oplosbaarheidsproducten blijkt dat bariumsulfaat veel slechter oplost dan strontiumsulfaat. Het is dus aannemelijk dat bij het toevoegen van de natriumsulfaatoplossing eerst bariumsulfaat zal neerslaan.

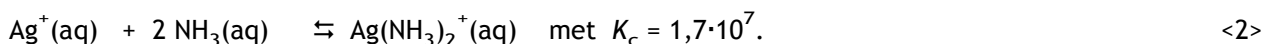
26 Toon door een berekening aan dat de concentratie bariumionen $3,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ bedraagt op het moment dat strontiumsulfaat begint neer te slaan.

Uit het oplosbaarheidsproduct van een zout kan de oplosbaarheid in mol per liter worden berekend. Voor zilverchloride geldt:

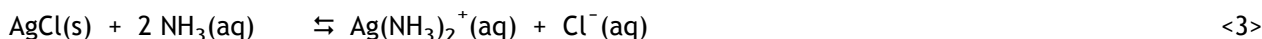


27 Bereken de oplosbaarheid van zilverchloride in water.

Sommige metaalionen kunnen complexe ionen vormen. Een voorbeeld van zo'n complex ion is $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$. Dit complex bestaat uit een centraal Ag^+ -ion dat is gebonden aan twee NH_3 -moleculen. De vorming van zo'n complex is een evenwichtsreactie. Voor het complex $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ geldt:



De vorming van dit complex heeft tot gevolg dat zilverchloride in een 1,0 M NH_3 -oplossing beter oplost dan in water. In een NH_3 -oplossing spelen beide evenwichten <1> en <2> een rol. De oplosbaarheid van zilverchloride in ammonia kan derhalve weergegeven worden met:



28 Bereken de waarde van de evenwichtsconstante van evenwicht <3>.

Volgens evenwicht <3> kun je er van uitgaan dat als zilverchloride in een NH_3 -oplossing wordt opgelost er geldt: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] = [\text{Cl}^-]$. De oplosbaarheid van zilverchloride is dan gelijk aan de concentratie van de bovengenoemde ionsoorten.

29 Bereken de oplosbaarheid van zilverchloride in een 1,0 M NH_3 -oplossing en toon daarmee aan dat de oplosbaarheid van zilverchloride in een 1,0 M NH_3 -oplossing groter is dan in water.

OPGAVE 11

Waterstoffluoride kookt bij 293 K ($p = p_0$). In waterstoffluoridedamp van $T = 293$ K en standaarddruk ($p = p_0$) stelt zich het volgende evenwicht in: $(\text{HF})_6(\text{g}) \rightleftharpoons 6 \text{ HF}(\text{g})$

De dichtheid van het gasmengsel van $(\text{HF})_6$ en HF van $T = 293$ K en $p = p_0$ bedraagt $4,8 \text{ g dm}^{-3}$. Onder die omstandigheden is het volume van 1,0 mol gas 24 dm^3 .

- 30 Laat met een berekening aan de hand van deze gegevens zien welke van de soorten moleculen, $(\text{HF})_6$ of HF, het meeste voorkomt in het gasmengsel bij $T = 293$ K en $p = p_0$.

Als bij gelijkblijvende temperatuur de druk van een gas twee maal zo klein wordt, zal de dichtheid van het gas in het algemeen ook twee maal zo klein worden. Dit is echter niet het geval als de druk van het gasmengsel van $(\text{HF})_6$ en HF (bij 293 K en $p = p_0$) twee maal zo klein wordt. De dichtheid van het gasmengsel van $(\text{HF})_6$ en HF van $T = 293$ K en $p = \frac{1}{2} p_0$ is niet $2,4 \text{ g dm}^{-3}$, maar kleiner dan $2,4 \text{ g dm}^{-3}$.

- 31 Leg uit hoe het komt dat die dichtheid in dat geval kleiner is dan $2,4 \text{ g dm}^{-3}$.

Uit resultaten van metingen aan het bovengenoemde evenwicht bij $T = 353$ K en $p = p_0$ heeft men kunnen afleiden dat onder die omstandigheden de moleculen die in het gasmengsel aanwezig zijn, voor 21% moleculen $(\text{HF})_6$ zijn en voor 79% moleculen HF.

- 32 Bereken de waarde van de evenwichtsconstante K van het evenwicht $(\text{HF})_6(\text{g}) \rightleftharpoons 6 \text{ HF}(\text{g})$ bij $T = 353$ K en $p = p_0$.

Uitwerkingen oefenopgaven vwo EVENWICHTEN

OPGAVE 1

- 01 Uit de hoeveelheden blijkt dat er een overmaat zuurstof aanwezig is. Met 9,50 mol HCl kan maximaal 2,38 mol O₂ reageren. Voor de omzetting van 40,0% gaan we daarom uit van HCl. Er zal 3,80 mol HCl worden omgezet (40,0% van 9,50 mol). Hieronder staat het evenwicht dat zich instelt, met daaronder de hoeveelheden in mol bij het begin (B), gedurende de reactie/evenwichtsinstelling (R) en aan het eind/bij evenwicht (E):

4 HCl(g)	+	O ₂ (g)	⇌	2 Cl ₂ (g)	+	2 H ₂ O(g)	
9,50		2,60		0		0	Begin
3,80		0,95		1,90		1,90	Reactie (volgens molverhouding)
-----		-----		-----	+	-----	
5,70		1,65		1,90		1,90	Eind

Het volume is 5,0 liter, dus:

$$[\text{HCl}] = 5,70 \div 5,00 = \underline{1,14 \text{ M}}; \quad [\text{O}_2] = 1,65 \div 5,00 = \underline{0,330 \text{ M}};$$

$$[\text{Cl}_2] = [\text{H}_2\text{O}] = 1,90 \div 5,00 = \underline{0,380 \text{ M}}$$

$$02 \quad K = \frac{[\text{Cl}_2]^2 \times [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{HCl}]^4 \times [\text{O}_2]} \rightarrow K = \frac{0,380^2 \times 0,380^2}{1,14^4 \times 0,330} = \underline{0,0374}$$

OPGAVE 2

- 03 Het volgende evenwicht stelt zich in, met daaronder de hoeveelheden in mol bij het begin (B), gedurende de reactie/evenwichtsinstelling (R) en aan het eind/bij evenwicht (E):

3 H ₂ (g)	+	N ₂ (g)	⇌	2 NH ₃ (g)	
30,0		10,0		0	B
6,0		2,0		4,0	R (volgens molverhouding)
-----		-----		-----	
24,0		8,0		4,0	E

$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \times [\text{N}_2]} \rightarrow K = \frac{(4 \div 1000)^2}{(24 \div 1000)^3 \times (8 \div 1000)} = \underline{1,4 \cdot 10^2}$$

OPGAVE 3

- 04 Na instelling van het evenwicht is er x mol H₃O⁺ ontstaan. Omdat de hoeveelheden NH₃ en NH₄⁺ verwaarloosbaar veranderd zijn, blijven deze hoeveelheden respectievelijk 0,10 mol en 0,15 mol. In de evenwichtsvoorwaarde komt H₂O(l) niet voor (alleen (aq) en (g) komen voor).

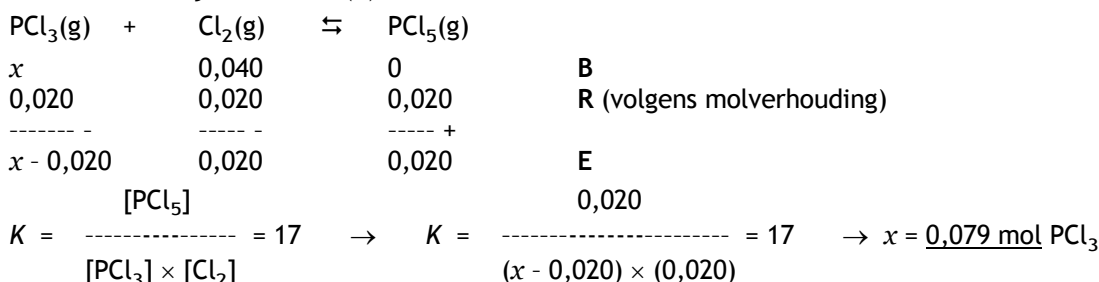
$$K = \frac{[\text{NH}_3] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \rightarrow K = \frac{0,10 \times x}{0,15} = 5,8 \cdot 10^{-10} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \underline{8,7 \cdot 10^{-10} \text{ M}}$$

- 05 Er is $3,2 \div 40,0 = 0,080$ mol OH⁻ toegevoegd. Hierdoor is er 0,080 mol NH₄⁺ weggereageerd en blijft er $0,15 - 0,080 = 0,070$ mol NH₄⁺ over. Tevens is er 0,080 mol NH₃ bijgekomen: $0,10 + 0,080 = 0,18$ mol NH₃. De hoeveelheid H₃O⁺ wordt weer op x gesteld.

$$K = \frac{[\text{NH}_3] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \rightarrow K = \frac{0,18 \times x}{0,07} = 5,8 \cdot 10^{-10} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \underline{2,3 \cdot 10^{-10} \text{ M}}$$

OPGAVE 4

- 06 De hoeveelheid PCl_3 is onbekend en stellen we gelijk aan x . Hieronder staat de evenwichtsreactie met daaronder de hoeveelheden in mol bij het begin (B), gedurende de reactie/evenwichtsinstelling (R) en aan het eind/bij evenwicht (E):

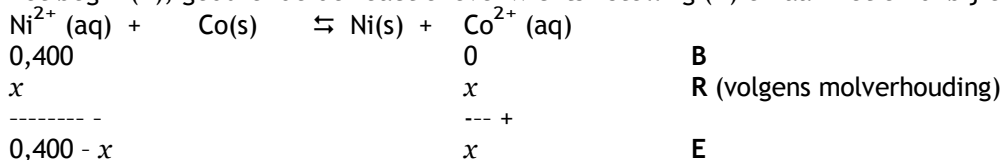


OPGAVE 5

- 07 $\frac{[\text{Co}^{2+}]}{[\text{Ni}^{2+}]} = 3,22 \rightarrow$ Alleen het aantal mol per liter van de ionen is van belang.

Het aantal mol per liter dat er verdwijnt aan Ni^{2+} is gelijk aan het aantal mol per liter dat er ontstaat aan Co^{2+} . Deze hoeveelheid noemen we x .

Hieronder staat de evenwichtsreactie met daaronder de concentratie van de ionen in mol per liter bij het begin (B), gedurende de reactie/evenwichtsinstelling (R) en aan het eind/bij evenwicht (E):



$$K = x / (0,400 - x) = 3,22 \rightarrow x = 0,305 \text{ M, dus } [\text{Co}^{2+}] = \underline{0,305 \text{ M}} \text{ en } [\text{Ni}^{2+}] = \underline{0,095 \text{ M}}$$

- 08 Omdat K dimensieloos is, mag hier met (m)mol gewerkt worden i.p.v. concentratie. Dit maakt het rekenwerk een stuk eenvoudiger.

Bij evenwicht aanwezig:

$$25,0 \text{ mL} \times 0,095 \text{ mmol mL}^{-1} = 2,38 \text{ mmol } \text{Ni}^{2+} \text{ en}$$

$$25,0 \text{ mL} \times 0,305 \text{ mmol mL}^{-1} = 7,63 \text{ mmol } \text{Co}^{2+}$$

Toegevoegd:

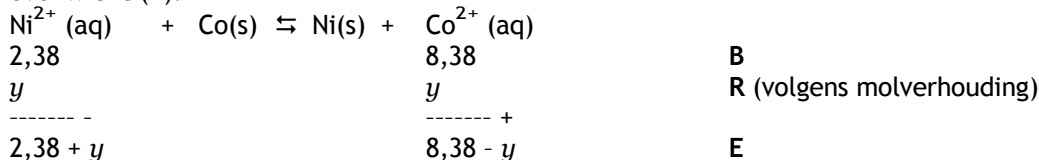
$$5,00 \text{ mL} \times 0,150 \text{ mmol mL}^{-1} = 0,750 \text{ mmol } \text{Co}^{2+}$$

Totaal aanwezig:

$$7,63 + 0,750 = 8,38 \text{ mmol } \text{Co}^{2+}$$

Dit is direct na toevoegen van de CoCl_2 -oplossing. Vanuit deze toestand gaat het evenwicht zich opnieuw instellen. Het evenwicht zal de verstoring tegenwerken door naar links te verschuiven. Hierdoor neemt de hoeveelheid Co^{2+} af met y mmol. Tegelijkertijd neemt de hoeveelheid Ni^{2+} toe met y mmol. Het eindvolume wordt $25,0 + 5,0 = 30,0 \text{ mL}$.

Hieronder staat de evenwichtsreactie met daaronder de hoeveelheden van de ionen in mmol bij het begin/nieuwe situatie (B), gedurende de reactie/evenwichtsinstelling (R) en aan het eind/bij nieuw evenwicht (E):



$$K = (8,38 - y) / (2,38 + y) = 3,22 \rightarrow y = 0,170 \text{ mmol}$$

$$\text{Co}^{2+} = 8,38 - 0,170 = 8,21 \text{ mmol in } 30,0 \text{ mL} \rightarrow [\text{Co}^{2+}] = 8,21 \text{ mmol} \div 30,0 \text{ mL} = \underline{0,274 \text{ M}}$$

$$\text{Ni}^{2+} = 2,38 + 0,170 = 2,55 \text{ mmol in } 30,0 \text{ mL} \rightarrow [\text{Ni}^{2+}] = 2,55 \text{ mmol} \div 30,0 \text{ mL} = \underline{0,0850 \text{ M}}$$

OPGAVE 6

- 09 Het volume van de AgNO_3 -oplossing neemt toe tot 75,0 mL. De oplossing wordt dus 1,50 keer verdund. Direct na mengen geldt $[\text{Ag}^+] = 0,0840 \div 1,50 = 0,0560 \text{ M}$. Het oplosbaarheidsproduct, K_s , van AgCl bedraagt $1,8 \cdot 10^{-10}$. Als AgCl neerslaat, geldt: $[\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] > 1,8 \cdot 10^{-10}$, dus $[\text{Cl}^-] > 1,8 \cdot 10^{-10} \div 0,0560 > \underline{3,2 \cdot 10^{-9} \text{ M}}$.

OPGAVE 7

- 10 $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
11 De verstoring wordt tegengewerkt: het evenwicht zal naar links verschuiven zodat de hoeveelheid chloor weer afneemt.
12 Door volumeverkleining worden de concentraties van alle stoffen groter. Deze verstoring wordt tegengewerkt. Het evenwicht zal zodanig verschuiven dat het totale aantal deeltjes minder wordt. Dus naar links.
13 Alle molverhoudingen 1 : 1 : 1. Er is dus ook 0,040 mol $\text{CO}(\text{g})$ ontstaan en er is 0,040 mol $\text{COCl}_2(\text{g})$ verdwenen. Blijft over: $0,20 - 0,040 = 0,16 \text{ mol COCl}_2$. $K = (0,040)^2 \div 0,16 = \underline{0,010}$.

OPGAVE 8

- 14 $K = [\text{Au}(\text{CN})_2^-] / \{ [\text{Au}^+] \times [\text{CN}^-]^2 \} = 3,0 \cdot 10^{33}$.
 K is zeer groot, dus is er voornamelijk $\text{Au}(\text{CN})_2^-$.
15 $3,0 \cdot 10^{33} = 0,15 / ([\text{Au}^+] \times 0,40^2) \rightarrow [\text{Au}^+] = \underline{3,1 \cdot 10^{-39} \text{ M}}$.
16 $3,1 \cdot 10^{-39} \times 6,02 \cdot 10^{23} = \underline{1,9 \cdot 10^{-15}}$ ionen per liter.
17 De reactie kan als aflopend beschouwd worden.
18 De paar vrije Au^+ -ionen worden door CN^- -ionen gebonden tot $\text{Au}(\text{CN})_2^-$. Hierdoor wordt het evenwicht $\text{AuBr}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Au}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$ aflopend naar rechts en lost AuBr op.
19 Molverhouding $\text{Au}^+ : \text{CN}^- = 1 : 2$. Er reageert dus $2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol CN}^-$, zodat er $3,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol CN}^-$ overblijft. Tevens ontstaat er $1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol Au}(\text{CN})_2^-$. Invullen in K : $3,0 \cdot 10^{38} = 1,2 \cdot 10^{-2} / ([\text{Au}^+] \times (3,6 \cdot 10^{-2})^2) \rightarrow [\text{Au}^+] = \underline{3,1 \cdot 10^{-38} \text{ M}}$.

OPGAVE 9

- 20 Als gevolg van verdunning neemt de concentratie af. Door tegenwerking moet het aantal deeltjes toenemen, dus verschuiving naar rechts.
21 $\text{HCrO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
 $[\text{CrO}_4^{2-}] \times [\text{H}_3\text{O}^+]$
22 $K_z = \frac{[\text{HCrO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{CrO}_4^{2-}]}$
23 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,86 \cdot 10^{-5} \text{ M} = [\text{CrO}_4^{2-}]$
Invullen in K_z levert: $[\text{HCrO}_4^-] = 3,47 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.
 $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 0,082 - \frac{1}{2} \times 3,47 \cdot 10^{-3} = 0,080 \text{ M}$.
Invullen in K levert: $K = (3,47 \cdot 10^{-3})^2 / 0,080 = \underline{1,5 \cdot 10^{-4}}$.
24 $1,0 \cdot 10^{-7} = 1,0 \cdot 10^{-3} \times [\text{CrO}_4^{2-}] / [\text{HCrO}_4^-] \rightarrow \text{dus } 10^4 \times \text{zoveel } \text{HCrO}_4^- \text{ als } \text{CrO}_4^{2-}$.

OPGAVE 10

- 25 $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$
 $\text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{SrSO}_4(\text{s})$
26 Er geldt: $K_s(\text{SrSO}_4) = [\text{Sr}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] = 3,4 \cdot 10^{-7}$.
 SrSO_4 slaat neer als $[\text{SO}_4^{2-}] = 3,4 \cdot 10^{-7} / 0,010 = 3,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.
Er geldt: $K_s(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10}$.
Bij berekende $[\text{SO}_4^{2-}]$ geldt: $[\text{Ba}^{2+}] = 1,1 \cdot 10^{-10} / 3,4 \cdot 10^{-5} = \underline{3,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}}$.
27 $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = \underline{1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}}$.

$$28 \quad K = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] \times [\text{Cl}^-]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+] \times [\text{NH}_3]^2} \times \frac{[\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]}{1} = K_c \times K_s =$$

$$= 1,7 \cdot 10^7 \times 1,8 \cdot 10^{-10} = 3,1 \cdot 10^{-3}.$$

29 Stel $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] = [\text{Cl}^-] = x$, dan geldt bij evenwicht: $[\text{NH}_3] = 1,0 - 2x$ M.

Invullen in K levert: $3,1 \cdot 10^{-3} = x^2 / (1,0 - 2x)^2 \rightarrow 5,5 \cdot 10^{-2} = x / (1,0 - 2x)$

$\rightarrow x = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ M} > 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ bij onderdeel 27.

OPGAVE 11

30 De dichtheid van $4,8 \text{ g dm}^{-3}$ is een gemiddelde dichtheid. De afzonderlijke dichtheden van HF en $(\text{HF})_6$ zijn niet bekend, maar kunnen berekend worden uit de molmassa en het molair volume volgens: $\rho = M / V_m$. Bij 293 K bereken je V_m met: $V_m = 293 / 273 \times 22,4 = 24,0 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$.

HF: $\rho = 20,01 / 24,0 = 0,834 \text{ g dm}^{-3}$.

$(\text{HF})_6$: $\rho = 120,06 / 24,0 = 5,00 \text{ g dm}^{-3}$.

De dichtheid van het gasmengsel ligt het dichtst bij de dichtheid van $(\text{HF})_6$, dus daarvan zal het meeste aanwezig zijn.

31 Bij lagere druk verschuift het evenwicht naar de kant met de meeste deeltjes, dus naar HF. Er zal dus meer HF ontstaan, dat een kleinere dichtheid heeft dan $(\text{HF})_6$. De gemiddelde dichtheid zal daarom kleiner zijn dan $2,4 \text{ g dm}^{-3}$.

$$32 \quad K = \frac{[\text{HF}]^6}{[(\text{HF})_6]} \quad V_m = 353 / 273 \times 22,4 = 29,0 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}.$$

Ga uit van 1,0 L gasmengsel. Dit bevat $1,00 / 29,0 = 0,0345 \text{ mol}$ gas.

Hiervan bestaat 21% uit $(\text{HF})_6$, dus $[(\text{HF})_6] = \frac{21}{100} \times 0,0345 = 7,25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

En 79% is HF, dus $[\text{HF}] = \frac{79}{100} \times 0,0345 = 2,73 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.

Invullen in evenwichtsvoorwaarde: $K = (7,25 \cdot 10^{-3})^6 / 2,73 \cdot 10^{-2} = \underline{5,73 \cdot 10^{-8}}$.