

Een 0.01 mol/L oplossing van AgNO_3 wordt 0.50 mol/L gebracht aan NH_3 , waarbij zich een $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ -complex vormt. Zal AgCl neerslaan als voldoende vast NaCl toegevoegd wordt om de oplossing 0.01 mol/L aan Cl^- te maken?

$$K_s(\text{AgCl}) = 1.8 \cdot 10^{-10}$$

$$K_{\text{inst}}(\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+) = 6.0 \cdot 10^{-8}$$

Oplossing

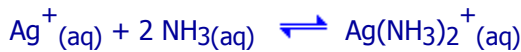
Er slaat AgCl neer als

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] > K_{s\text{AgCl}}$$

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] > 1,8 \cdot 10^{-10}$$

De concentratie van de Cl^- -ionen is gekend: $[\text{Cl}^-] = 0,01 \text{ mol/L}$.

De concentratie van de Ag^+ -ionen is in het begin 0,01 mol/L. Dit geldt echter niet meer na het toevoegen van NH_3 omdat er complexe ionen ontstaan:



De evenwichtsconstante van dit evenwicht is de stabiliteitsconstante

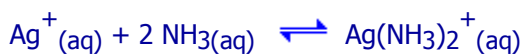
$$K = \beta = K_{\text{stab}}_{\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+} = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}$$

en dat is de reciproke waarde van de instabiliteitsconstante:

$$\beta = K_{\text{stab}}_{\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+} = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2} = \frac{1}{\frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}} = \frac{1}{K_{\text{instab}}_{\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+}} = \frac{1}{\beta'}$$

$$K = \frac{1}{6,0 \cdot 10^{-8}} = 1,67 \cdot 10^7$$

De concentratie van de Ag^+ -ionen kan dus berekend worden:



mol/L	$\text{Ag}^+(\text{aq})$	$\text{NH}_3(\text{aq})$	$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+(\text{aq})$
Begin	0,01	?	0
	- x	- 2x	+ x
Evenwicht	0,01 - x	0,50	x

Als we in de uitdrukking voor K de concentraties vervangen door bovenstaande waarden, dan krijgen we volgende gelijkheid:

$$K_{stab, Ag(NH_3)_2^+} = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]}{[Ag^+].[NH_3]^2} = \frac{x}{(0,01 - x).(0,50)^2} = 1,67 \cdot 10^7$$

Hieruit volgt

$$x = 4,175 \cdot 10^4 - 4,175 \cdot 10^6 \cdot x$$

$$x = \frac{4,175 \cdot 10^4}{(1 + 4,175 \cdot 10^6)} = 9,999976 \cdot 10^{-3}$$

Deze waarde van x is natuurlijk zo goed gelijk aan 10^{-2} , maar als we $Ag^+_{(aq)}$ willen kennen moeten we deze waarde gebruiken. De concentraties in het evenwichtsmengsel zijn dus de volgende:

mol/L	$Ag^+_{(aq)}$	$NH_3(aq)$	$Ag(NH_3)_2^+_{(aq)}$
Evenwicht	$0,01 - 9,999976 \cdot 10^{-3} = 2,40 \cdot 10^{-9}$	0,50	$9,999976 \cdot 10^{-3}$ of 0,01

Slaat er nu AgCl neer?

Neen, want

$$[Ag^+][Cl^-] = 2,40 \cdot 10^{-9} \cdot 0,01 = 2,40 \cdot 10^{-11} < K_{sAgCl}$$