
Opgave 1

Leg uit waardoor het kopercomplex $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ een lading heeft van 2+.

Het koperion heeft als ionlading 2+: Cu^{2+} .

De NH_3 -moleculen hebben geen lading dus het geheel is 2+.

Opgave 2

Hoe groot is het coördinatiegetal van het centraal ion in elk van de volgende complexen?

- | | |
|--|--|
| a $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$ | 6 want Co^{2+} bindt 6 ééntandige liganden |
| b $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ | 2 want Ag^+ bindt 2 ééntandige liganden |
| c CuCl_4^{2-} | 4 want Cu^{2+} bindt 4 ééntandige liganden |
| d $\text{Zn}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ | 2 want Zn^{2+} bindt 2 ééntandige liganden (NH_3),
de Cl^- komt in waterige oplossing vrij, reken we dus niet als ligand. |
| e $\text{Fe}(\text{H}_2\text{NNH}_2)_3^{3+}$ | 6 want Fe^{3+} bindt 3 tweetandige liganden |
| f $\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2$ | 4 want Ni^{2+} bindt 4 ééntandige liganden (H_2O),
de Cl^- komt in waterige oplossing vrij, reken we dus niet als ligand. |
| g $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ | 6 want Fe^{3+} bindt 6 ééntandige liganden |
| h $\text{Ca}(\text{COO})_2$ | 4 want Ca^{2+} bindt 2 tweetandige liganden |

Opgave 3

Geef de namen van de onderstaande complexe zouten:

- | | |
|--|------------------------------|
| a $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ | kaliumhexacyanoferraat(III) |
| b K_3AgF_4 | kaliumtetrafluoroargentaat |
| c $\text{K}_3\text{Cu}(\text{CN})_6$ | kaliumhexacyanocupraat(II) |
| d $\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6\text{Cl}_3$ | hexaaquaaluminiumchloride |
| e K_2HgI_4 | kaliumtetrajodomercuraat(II) |
| f $\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2$ | tetraaquanikkelbromide |
| g KPbI_3 | kaliumtrijodoplumbaat(II) |
| h $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$ | tetraamminekoper(II)sulfaat |

Opgave 4

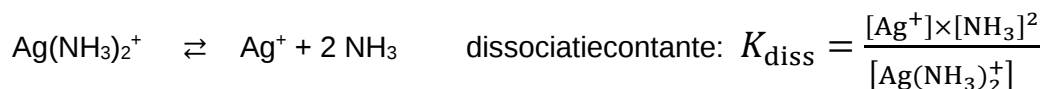
Bereken de dissociatieconstante van het diamminezilvercomplex.

Stabiliteitsconstante: $K_{\text{stab}} = 1,7 \times 10^7$

Deze waarde geldt voor het evenwicht:



Maar ga je uit van de *dissociatie* van het complex:



Hier geldt dus het volgende verband:
$$K_{\text{diss}} = \frac{1}{K_{\text{stab}}}$$

Dus: $K_{\text{diss}} = 1 / 1,7 \times 10^7 = \mathbf{5,9 \times 10^{-8}}$

Opgave 5

EDTA geeft stabiele complexen met veel metaalionen. Rangschik de volgende vier complexen van EDTA in volgorde van afnemende stabiliteit:

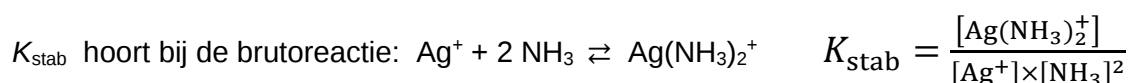
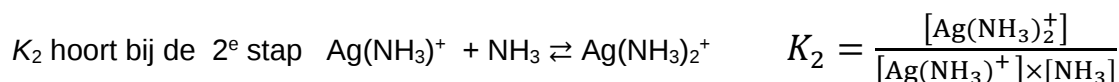
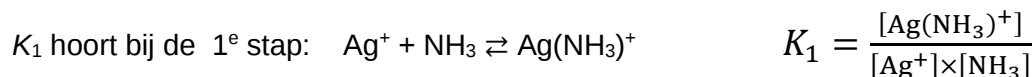
- a met Zn^{2+} $K_{\text{stab}} = 3,2 \times 10^{16}$
- b met Ca^{2+} $K_{\text{stab}} = 5,0 \times 10^{10}$
- c met Fe^{2+} $K_{\text{stab}} = 2,0 \times 10^{14}$
- d met Mg^{2+} $K_{\text{stab}} = 5,0 \times 10^8$

meer stabiel ---- Zn^{2+} ---- Fe^{2+} ---- Ca^{2+} ---- Mg^{2+} ----- minder stabiel

Opgave 6

De waarde van K_1 voor het monoamminezilverion is: $2,1 \times 10^3$.

Hoe groot is blijkbaar de waarde van K_2 ?



De evenwichtsvoorwaarde van deze reactie is dan: $K_{\text{stab}} = K_1 \times K_2$

$$K_{\text{stab}} = 1,7 \times 10^7 = 2,1 \times 10^3 \times K_2 \quad \blacktriangleright \quad K_2 = 8,1 \times 10^3$$

Opgave 7

Om de hardheid van drinkwater te meten wordt 100,0 mL water in behandeling genomen. Aan het monster wordt 2 mL van een $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ -oplossing (buffer) toegevoegd om de pH op circa 10 te houden.

Na toevoeging van een spatelpunt eriochroom-zwart-T wordt getitreerd met EDTA, $c(\text{EDTA}) = 0,01000 \text{ mol/L}$, verbruik: 12,50 mL.

Bereken de totale hardheid in mmol Ca^{2+}/L en in mg CaCO_3/L .



Verbruik: $n_B = V \times c_B \quad \blacktriangleright \quad 12,50 \text{ mL} \times 0,01000 \text{ mmol/mL} = 0,1250 \text{ mmol EDTA}$

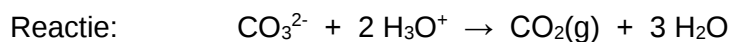
100 mL watermonster bevat dan ook 0,1250 mmol Ca^{2+} in 100 mL $\blacktriangleright$ **1,250 mmol Ca^{2+}/L**

$M(\text{CaCO}_3) = 100,1 \text{ mg/mmol}$

$m_B = n_B \times M_B \quad \blacktriangleright \quad 1,250 \text{ mmol} \times 100,1 \text{ mg/mmol} = \textbf{125,1 mg CaCO_3/L }$

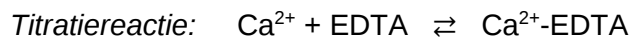
Opgave 8

Ter bepaling van de analytische concentratie van een EDTA-oplossing weegt een laborante 192,5 mg CaCO_3 af. Na overbrengen in een erlenmeyer en aanzuren kookt ze de oplossing enige tijd.



Na afkoelen en neutraliseren titreert ze met 20,62 mL EDTA-oplossing.

Bereken $c(\text{EDTA})$ in mol/L.



$$n_B = \frac{m_B}{M_B} \quad \blacktriangleright \quad n(\text{CaCO}_3) = 192,5 \text{ mg} / 100,1 \text{ mg/mmol} = 1,923 \text{ mmol Ca}^{2+}$$

1,923 mmol EDTA bevindt zich in 20,62 mL,

dus $c(\text{EDTA}) = 1,923 \text{ mmol} / 20,62 \text{ mL} = 0,0933 \text{ mmol/mL}$ (**0,0933 mol/L**)

Opgave 9

In een waterige oplossing die zowel ijzer(II)- als ijzer(III)-ionen bevat, bepalen we beide concentraties. We nemen 200 mL monster en zuren dit aan tot een pH van ca. 2. Bij deze pH-waarde vormt het Fe^{3+} een stabiel complex met EDTA, maar Fe^{2+} niet.

We titreren met 11,89 mL titrant, $c(\text{EDTA})$ is 0,1012 mol/L.

Hierna wordt de pH van de oplossing op ongeveer 6 gebracht, en verder getitreerd. Nu vormt het Fe^{2+} een stabiel complex met EDTA.

Verbruik in totaal: 19,89 mL.

Bereken de massaconcentratie van beide ionen afzonderlijk in mg/L.

$$n(\text{Fe}^{3+}) = 11,89 \text{ mL} \times 0,1012 \text{ mmol/mL} = 1,203 \text{ mmol}$$

$$m(\text{Fe}^{3+}) = 1,203 \text{ mmol} \times 55,85 \text{ mg/mmol} = 67,20 \text{ mg}$$

$$\rho(\text{Fe}^{3+}) = 67,20 \text{ mg} / 0,200 \text{ L} = \mathbf{336,0 \text{ mg Fe}^{3+}/\text{L}}$$

$$n(\text{Fe}^{2+}) = (19,89 - 11,89) \text{ mL} \times 0,1012 \text{ mmol/mL} = 0,8096 \text{ mmol}$$

$$m(\text{Fe}^{2+}) = 0,8096 \text{ mmol} \times 55,85 \text{ mg/mmol} = 45,22 \text{ mg}$$

$$\rho(\text{Fe}^{2+}) = 45,22 \text{ mg} / 0,200 \text{ L} = \mathbf{226,1 \text{ mg Fe}^{2+}/\text{L}}$$