

1. Zu einer  $\text{SO}_4^{2-}$ -haltigen Probe wird ein Überschuss an  $\text{BaCl}_2$ -Maßlösung gegeben. Nach Entfernung des sich darauf bildenden weißen Niederschlags wird der  $\text{Ba}^{2+}$ -Gehalt des Überstandes mit EDTA-Maßlösung und Eriochromschwarz-T als Indikator titrimetrisch bestimmt.

a) Erklären Sie, wie der Farbumschlag des Indikators zustande kommt.

b) Warum muss  $\text{BaSO}_4$  vor Titration mit EDTA abfiltriert werden?

c) Zu 100 mL Probelösung werden 25 mL  $\text{BaCl}_2$ -Maßlösung ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ,  $t = 0,9952$ ) gegeben. Bis zum Farbumschlag des Indikators werden anschließend 8,65 mL EDTA-Maßlösung ( $c = 0,100 \text{ mol/L}$ ) verbraucht. Berechnen Sie  $\beta(\text{SO}_4^{2-})$ . **Hinweis: Molare Massen (alle in g/mol):  $\text{SO}_4 = 96,07$**

d) Zur Besseren Erkennung des Farbumschlags wird vor der Titration mit EDTA zur Lösung eine Spatelspitze Mg-EDTA-Komplex zugegeben. Erklären Sie die Wirkung für die Endpunktserkennung

2. Zur Bestimmung des Fluoridgehaltes in einer Natriumfluorid-haltigen Probe werden 200,0 mg Probesubstanz gelöst und 50 mL Calciumchlorid-Maßlösung ( $c = 0,05 \text{ mol/L}$ ,  $t = 0,9846$ ) zugegeben. Dabei fällt  $\text{CaF}_2$  aus, wobei der Überschuss an  $\text{Ca}^{2+}$  aus dem  $\text{CaCl}_2$  in Lösung bleibt. Bei der anschließenden Titration mit EDTA-Maßlösung werden 22,15 mL  $\text{Na}_2\text{EDTA}$  ( $c = 0,05 \text{ mol/L}$ ,  $t = 0,9895$ ) bis zum Umschlagpunkt benötigt. Berechnen Sie den Fluorid-Massenanteil ( $w(\text{F}^-)$ ) in der Probe. **Hinweis: Molare Massen (alle in g/mol):  $\text{F} = 19,00$**

3. Die temporäre Härte und die Gesamtwasserhärte einer Probe sollen titrimetrisch ermittelt werden..

a) Zur Bestimmung der temporären Härte wurden 100 mL der Wasserprobe mit Salzsäuremaßlösung ( $c_{\text{soil}} = 0,1 \text{ mol/L}$ ,  $t = 0,991$ ) gegen Methylorange als Indikator titriert. Der Verbrauch lag bis zum Umschlagpunkt bei 6,4 mL Salzsäure. Berechnen Sie Konzentration an  $\text{HCO}_3^-$  in der Probe in mmol/L und geben Sie an, wie groß die dazugehörige (äquivalente) Stoffmengenkonzentration an Erdalkalimetallionen ist. Hinweis: Man geht also davon aus, dass für die Hydrogencarbonat-Konzentration die äquivalente Konzentration an Erdalkalimetallionen als Gegenionen vorhanden ist.

b) Zur Bestimmung der Gesamthärte wurden 50 mL der Wasserprobe auf 100 mL verdünnt. 20 mL der Verdünnung wurden mit 0,01-M-EDTA-Maßlösung ( $t \approx 0,983$ ) titriert. Der Verbrauch an EDTA lag bei 18,1 mL. Benennen Sie den Indikator, der bei dieser Bestimmung benutzt wird und erklären Sie kurz, weshalb in einer gepufferten Lösung gearbeitet werden muss. Bestimmen Sie anschließend die Gesamtkonzentration an Erdalkalimetallionen in mmol/L.

4. 20 mL einer  $\text{Pb}^{2+}$ -haltigen Probelösung wurden mit einem Überschuss an Mg-EDTA-Komplex (genaues zugegebenes Volumen und Gehalt unbekannt) versetzt. Der ÄP lag bei der anschließenden Titration mit EDTA bei 14,6 mL EDTA-Maßlg. ( $c = 0,02 \text{ M}$ ,  $t = 1,308$ ).

- Was wird mit der Zugabe von Mg-EDTA bezweckt? Erklären Sie auch, weshalb es unnötig ist, den genauen Überschuss an Mg-EDTA zu kennen.
- Berechnen Sie die Massenkonzentration an Blei in Lösung. **Hinweis: Molare Massen (alle in g/mol):  $\text{Pb} = 207,2$**

5. Eine Probelösung an Nickel(II)-sulfat wird in einem Messkolben zu 250 mL aufgefüllt und je 20 mL hiervon mit 25 ml 0,02 M EDTA-Maßlösung ( $t = 1,308$ ) versetzt. Für die Rücktitration des EDTA-Überschusses werden 16,9 ml 0,02 M  $\text{MgSO}_4$ -Lösung ( $t = 1,006$ ) verbraucht. Berechnen Sie die Masse an Nickel(II)-sulfat in der Probelösung. **Hinweis: Molare Massen (alle in g/mol):  $\text{NiSO}_4 = 154,8$**

6. Simultanbestimmung von Ca und Mg – Variante I

450 mg eines Gemisches aus Magnesiumoxid und Calciumoxid werden mit Salzsäure in Lösung gebracht und auf 200 mL mit Wasser aufgefüllt. Bei der komplexometrischen Bestimmung von 50 mL dieser Lösung mit 0,05-M-EDTA ( $t = 1,000$ ) werden beide Metallionen erfasst und 45,00 mL verbraucht. Berechnen Sie die Massenanteile  $w(\text{CaO})$  und  $w(\text{MgO})$ . **Hinweis: Molare Massen (alle in g/mol): Ca = 40,08; CaO = 56,08; Mg = 24,31; MgO = 40,31**

### 7. Simultanbestimmung von Ca und Mg – Variante II

25 mL Probelösung werden mit Wasser auf 100 mL verdünnt. Die Lösung wird mit etwas Natronlauge alkalisch gemacht. Die Suspension verbraucht bei der anschließenden Titration mit Calconcarbonsäure als Indikator 8,5 mL 0,1-M EDTA. Hierbei wird nur das  $\text{Ca}^{2+}$  erfasst, denn der  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ -Niederschlag ist zu schwerlöslich. Anschließend wird der Indikator durch Kochen mit  $\text{H}_2\text{O}_2$  zerstört und der Niederschlag mit HCl gerade in Lösung gebracht. Mit einer Indikatorpuffertablette werden anschließend weitere 12,0 mL 0,1-M-EDTA verbraucht. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentrationen  $c(\text{Ca}^{2+})$  und  $c(\text{Mg}^{2+})$ .

8. Zur komplexometrischen Bestimmung von  $\text{Na}^+$  in 100 mL wässriger Probe wird diese mit einem Überschuss an  $\text{Zn}^{2+}$ -haltiger Lösung und einem Überschuss Uranylacetat ( $\text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2 = \text{UO}_2\text{Ac}_2$ ) versetzt. Es fällt das schwerlösliche Natriumzinkuranylacetat-Hexahydrat ( $\text{NaZn}(\text{UO}_2)_3\text{Ac}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ). Nach Abfiltrieren und Waschen des Niederschlags, wird er unter sauren Bedingungen wieder in Lösung gebracht. Bis zum Umschlagpunkt werden anschließend 15,8 mL EDTA (0,0100 M) verbraucht. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration an  $\text{Na}^+$  in der ursprünglichen Lösung.

9. Die Amalgamfüllung (= „Zahnplomben“) der Zahnmedizin enthält einen Quecksilber-Anteil von ungefähr  $w(\text{Hg})$  ca. 3%. Dieser soll nasschemisch genau bestimmt werden. Nach Auflösen der festen Legierung und Abtrennung der restlichen Bestandteile wird die Quecksilberprobe auf 100 mL verdünnt. 20 mL der Lösung werden mit 25 mL EDTA-Lösung (0,01 M) versetzt. Bei der anschließenden Titration mit Zinkchlorid-Maßlösung,  $c(\text{ZnCl}_2) = 0,01 \text{ mol/L}$ , sollen ca. 20 mL verbraucht werden. **Hinweis: Molare Massen (alle in g/mol): Hg = 200,59; Zn = 65,38**

- Welche Masse Amalgamfüllung ist beim Lösevorgang ungefähr einzusetzen?
- Man kann auf die Abtrennung der störenden Metallionen verzichten. Er wird exakt und mit den gleichen Mengen wie oben verfahren und mit Erio-T als Indikator titriert. Nach Titrationsende wird dem Gemisch ein undefinierter Kaliumiodid-Überschuss zugesetzt. Iodid verdrängt das EDTA aus dem EDTA- $\text{Hg}^{2+}$ -Komplex, da es mit Quecksilberionen bei diesem pH-Wert den stabileren Komplex bildet ( $[\text{HgI}_4]^{2-}$ ). Bei der anschließenden Weitertitration mit der  $\text{ZnCl}_2$ -Maßlösung werden 10,2 mL verbraucht. Berechnen Sie den Massenanteil  $w(\text{Hg})$ , wenn 3501 mg Amalgam eingesetzt wurden.

## Lösungshinweise

Stets auch Fragestellung mit gedruckter Version abgleichen!

### 1. Sulfat-Bestimmung

**4a)** Das Verfahren beruht darauf, dass zweiwertige Kationen mit Eriochromschwarz-T (einem Azofarbstoff) einen purpurnen Komplex eingehen. Diese Verbindung wird durch EDTA zerlegt, weil EDTA einen stärkeren Komplex ausbilden kann und damit Eriochromschwarz-T verdrängt. Dabei schlägt die zunächst purpurne Lösung in blaugrün, der Farbe des freien Eriochromschwarz-T in alkalischer Lösung (ohne Komplexbildung mit Metallen), um. Der genaue Farbumschlag ist stark pH-abhängig, da Eriochromschwarz-T auch ein Säure-Base-Indikator ist und je nach pH-Wert eine unterschiedliche Farbe besitzt.

**4b)** Die Zugabe von EDTA würde etwas  $\text{BaSO}_4$  wieder in Lösung bringen.

**4c)**  $n(\text{EDTA}) = 0,000865 \text{ mol.} \Rightarrow n_{\text{Rest}}(\text{Ba}^{2+}) = 0,000865 \text{ mol}$  (da EDTA mit Metallionen 1:1-Komplexe ergibt)

$$n_0(\text{Ba}^{2+}) = c \cdot V \cdot t = 0,002488 \text{ mol}$$

$$\Delta n(\text{Ba}^{2+}) = n_0(\text{Ba}^{2+}) - n_{\text{Rest}}(\text{Ba}^{2+}) = 0,001623 \text{ mol. Das entspricht der gefällten Stoffmenge Ba}^{2+}.$$

Für jedes gefällte  $\text{Ba}^{2+}$ -Ion, lag auch ein  $\text{SO}_4^{2-}$ -Ion vor:  $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$

$$\Rightarrow n(\text{SO}_4^{2-}) = 0,001623 \text{ mol. Sie lagen zu Beginn in 100 mL Probelösung vor.} \Rightarrow c(\text{SO}_4^{2-}) = n(\text{SO}_4^{2-}) / V(\text{Lsg}) = 0,01623 \text{ mol/L.}$$

$$\text{Umrechnung in } \beta(\text{SO}_4^{2-}): \beta(\text{SO}_4^{2-}) = c(\text{SO}_4^{2-}) \cdot M(\text{SO}_4^{2-}) = 0,01623 \text{ mol/L} \cdot 96,064 \text{ g/mol} \approx 1,559 \text{ g/L}$$

**4d)**  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen ergeben mit EDTA einen schwächeren Komplex als  $\text{Ba}^{2+}$ -Ionen. D.h. bei Zugabe von Mg-EDTA wird das  $\text{Mg}^{2+}$  gegen  $\text{Ba}^{2+}$  ausgetauscht. Bis zum ÄP liegen also freie  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen vor. Diese ergeben mit Erio-T einen schärferen Umschlagpunkt.

### 2. Fluorid-Bestimmung

Berechnung der Anfangs-Stoffmenge an  $\text{Ca}^{2+}$

$$n_0 = c \cdot V \cdot t = 0,05 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L} \cdot 0,9846 \approx 0,0024615 \text{ mol}$$

Berechnung des  $\text{Ca}^{2+}$ -Überschusses (wurde komplexometrisch bestimmt):

$$\Rightarrow n(\text{EDTA}) = c \cdot V \cdot t = 0,05 \text{ mol/L} \cdot 0,9895 \cdot 0,02215 \text{ L} \approx 0,00109587 \text{ mol}$$

$$\text{Alle mehrfach geladenen Metallionen geben mit EDTA 1:1-Komplexe} \Rightarrow n_{\text{Rest}}(\text{Ca}^{2+}) = 0,00109587 \text{ mol}$$

Berechnung der gefällten Stoffmenge  $n(\text{Ca}^{2+})$  und der damit gefällten Fluorid-Stoffmenge  $n(\text{F}^-)$

$$n(\text{Ca}^{2+}) = n_0(\text{Ca}^{2+}) - n_{\text{Rest}}(\text{Ca}^{2+}) \approx 0,0024615 \text{ mol} - 0,00109587 \text{ mol} \approx 0,00136563 \text{ mol}$$

$$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{F}^- \rightarrow \text{CaF}_2 (\text{s}) \Rightarrow \text{Die gefällte Fluorid-Stoffmenge ist doppelt so groß: } n(\text{F}^-) \approx 0,00273126 \text{ mol}$$

Berechnung des Massenanteils an Fluorid:

$$m(\text{F}^-) = n(\text{F}^-) \cdot M(\text{F}^-) \approx 0,00273126 \text{ mol} \cdot 18,9984 \text{ g/mol} \approx 0,0518896 \text{ g}$$

$$w(\text{F}^-) = m(\text{F}^-) / m(\text{Probe}) = 0,0518896 \text{ g} / 0,200 \text{ g} \approx 0,259 \text{ (25,9\%)}$$

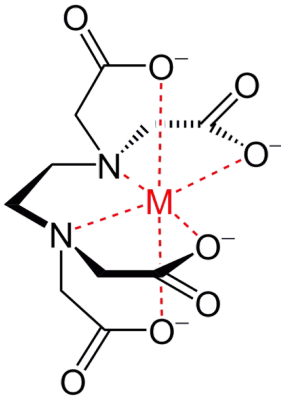
### 3. Wasserhärte

a) Reaktionsgleichung der Titration:  $\text{HCO}_3^- + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Cl}^-$

$$n(\text{HCl}) = c \cdot V \cdot t \approx 0,00063424 \text{ mol} \Rightarrow \text{Koeffizientenverhältnis 1:1} \Rightarrow n(\text{HCO}_3^-) \approx 0,00043604 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow c(\text{HCO}_3^-) = n(\text{HCO}_3^-) / V(\text{Lsg}) \approx 0,00043604 \text{ mol} \approx 6,34 \text{ mmol/L}$$

Diese  $\text{HCO}_3^-$ -Konzentration (6,34 mmol/L) ist äquivalent mit einer Konzentration von 3,17 mmol/L Erdalkalimetallionen, da die Formel lautet  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  bzw.  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ . Auf zwei  $\text{HCO}_3^-$ -Ionen kommt also ein Erdalkalimetallion.



b) Die Titration erfolgt mit Eriochromschwarz-T als Indikator. Bei der Chelatbildung zwischen EDTA und dem Metallion (*siehe Abb. rechts*) kommt es zur Freisetzung von  $H^+$ , da die Carboxylgruppen bei der Ausbildung der Komplexbindung deprotoniert werden, so dass sich der pH-Wert ändert. Diese freigesetzten  $H^+$ -Ionen werden durch den Puffer abgefangen.

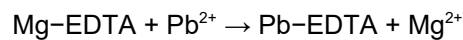
$$n(\text{EDTA}) \approx c \cdot V \cdot t \approx 0,000177923 \text{ mol.} \Rightarrow 1:1\text{-Koeffizientenverhältnis. } n(\text{Erdalkalimetallion}) \approx 0,000177923 \text{ mol.}$$

$$\text{Berücksichtigung der Aliquotierung: } n(\text{EM}) \approx 5 \cdot 0,000177923 \text{ mol} \approx 0,000889615 \text{ mol.}$$

$$c(\text{EM}) = n(\text{EM}) / V(\text{Lsg}) = 0,000889615 \text{ mol} / 0,05 \text{ L} \approx 0,01779 \text{ mol/L} \approx 17,8 \text{ mmol/L}$$

4.

a) Bei Zugabe von Mg-EDTA zu einer  $Pb^{2+}$ -haltigen Probelösung wird das  $Mg^{2+}$  aus dem Komplex verdrängt:



Bei der anschließenden Titration mit EDTA-Maßlösung wird also das  $Mg^{2+}$  komplexiert und nicht  $Pb^{2+}$  (letzteres liegt schon vor der Titration an EDTA gebunden vor).  $Mg^{2+}$  ergibt bei der Chelatometrie mit Eriochromschwarz-T eines besonders scharfen und gut erkennbaren Umschlagpunkt. Welche Stoffmenge Mg-EDTA zu Beginn im Überschuss zugegeben wird, ist irrelevant: Jedes  $Pb^{2+}$ -Ion führt zur Freisetzung von genau 1  $Mg^{2+}$ -Ion. Enthält eine Probelösung z.B. 0,005 mol  $Pb^{2+}$ , so wird bei dieser Reaktion genau 0,005 mol  $Mg^{2+}$ , egal ob die zugegebene Stoffmenge an Mg-EDTA etwa beispielsweise 0,006 mol oder 0,008 mol beträgt. Dies gilt natürlich nur, wenn Mg-EDTA im Überschuss zugesetzt wird. Anmerkung: In der Praxis ist nicht unbedingt ein Überschuss nötig, es reicht eine kleine unbestimmte Prise Mg-EDTA. Es wird also nicht das gesamte  $Pb^{2+}$  durch Mg-EDTA-Zugabe komplexiert. Zuerst wird dann bei der Titration das (noch) freie  $Pb^{2+}$  komplexiert. Erst wenn kein freies  $Pb^{2+}$  mehr vorhanden ist, wird freies  $Mg^{2+}$  komplexiert, da dieses mit EDTA einen schwächeren Komplex bildet. Am Äquivalenzpunkt wird also immer nur noch das  $Mg^{2+}$  komplexiert, so dass der Umschlagpunkt gut zu sehen ist.

b)

$$n(\text{EDTA}) = c(\text{EDTA}) \cdot t \cdot V(\text{Lsg}) = 0,02 \text{ mol/L} \cdot 1,308 \cdot 0,0146 \text{ L} = 0,000381936 \text{ mol.}$$

$$n(Pb^{2+}) = n(\text{EDTA}) = 0,000381936 \text{ mol}$$

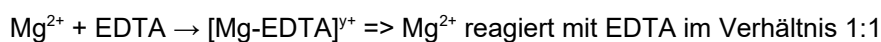
$$\beta(Pb^{2+}) = \frac{n(Pb^{2+}) \cdot M(Pb^{2+})}{V(\text{Lsg})} = \frac{0,000381936 \text{ mol} \cdot 207,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,02 \text{ L}} \approx 3,957 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

5.

Anfangs-Stoffmenge EDTA

$$n_0(\text{EDTA}) = c(\text{EDTA}) \cdot t \cdot V(\text{Lsg}) = 0,02 \text{ mol/L} \cdot 1,308 \cdot 0,025 \text{ L} = 0,000654 \text{ mol}$$

Rest-Stoffmenge EDTA (durch Titration mit  $Mg^{2+}$ -Maßlösung bestimmt)



$$n(Mg^{2+}) = n_{\text{Rest}}(\text{EDTA}) = c(Mg^{2+}) \cdot t \cdot V(\text{Lsg}) = 0,02 \text{ mol/L} \cdot 1,006 \cdot 0,0169 \text{ L} = 0,000340028 \text{ mol}$$

Verbrauchte Stoffmenge EDTA:

$$n(\text{EDTA}) = n_0(\text{EDTA}) - n_{\text{Rest}}(\text{EDTA}) \approx 0,000654 \text{ mol} - 0,000340028 \text{ mol} \approx 0,00031397 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow n(\text{Ni}^{2+}) = n(\text{NiSO}_4) = 0,00031397 \text{ mol (da Ni}^{2+} \text{ mit EDTA im Verhältnis 1:1 reagiert)}$$

Berücksichtigung der Aliquotierung und Umrechnung in die Masse

$$m(\text{NiSO}_4) = (250 \text{ mL} / 20 \text{ mL}) \cdot n(\text{NiSO}_4) \cdot M(\text{NiSO}_4) = 12,5 \cdot 0,00031397 \text{ mol} \cdot 154,75 \text{ g/mol} \approx 0,607 \text{ g}$$

### 6. Ca und Mg simultan – Variante I

**VEREINBARUNG:**  $n(\text{Ca}^{2+}) = x$ ;  $n(\text{Mg}^{2+}) = y$

$$45,00 \text{ mL der EDTA-Lösung enthalten } 0,00225 \text{ mol EDTA. } \Rightarrow n(\text{Ca}^{2+}) + n(\text{Mg}^{2+}) = 0,00225 \text{ mol}$$

$$\text{Hochrechnung auf die gesamte Lösung: } n(\text{Ca}^{2+}) + n(\text{Mg}^{2+}) = 4 \cdot 0,00225 = 0,009 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow x + y = 0,009 \text{ mol} \quad \text{[Gleichung 1]}$$

$$m(\text{CaO}) + m(\text{MgO}) = 0,45 \text{ g}$$

$$M(\text{CaO}) \cdot n(\text{CaO}) + M(\text{MgO}) \cdot n(\text{MgO}) = 0,45 \text{ g} \quad \text{Da } n(\text{CaO}) = n(\text{Ca}^{2+}) \text{ und } n(\text{MgO}) = n(\text{Mg}^{2+}) \Rightarrow$$

$$56,08 \cdot n(\text{Ca}^{2+}) + 40,31 \cdot n(\text{Mg}^{2+}) = 0,45 \text{ g}$$

$$56,08 \text{ g/mol} \cdot x + 40,31 \text{ g/mol} \cdot y = 0,45 \text{ g} \quad \text{[Gleichung 2]}$$

Gleichung 1 und Gleichung 2 stellen ein lineares Gleichungssystem, das gelöst werden kann (2 Gleichungen mit 2 Unbekannten). Einheiten können bei solchen Gleichungssystemen ausnahmsweise weggelassen werden. **Lösung des Gleichungssystems:**  $x \approx 0,005530 \text{ mol}$  und  $y \approx 0,003470 \text{ mol}$

$$m(\text{CaO}) \approx 0,005530 \text{ mol} \cdot 56,08 \text{ g/mol} \approx 0,310 \text{ g} \quad \text{und} \quad m(\text{MgO}) \approx 0,003470 \text{ mol} \cdot 40,31 \text{ g/mol} \approx 0,140 \text{ g}$$

$$w(\text{CaO}) \approx 68,9\% \quad \text{und} \quad w(\text{MgO}) \approx 31,1\%$$

### 7. Ca und Mg simultan – Variante II

$$n_1(\text{EDTA}) = n(\text{Ca}^{2+}) = 0,00085 \text{ mol} \Rightarrow c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{0,00085 \text{ mol}}{0,025 \text{ L}} = 0,034 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$n_2(\text{EDTA}) = n(\text{Mg}^{2+}) = 0,0012 \text{ mol} \Rightarrow c(\text{Mg}^{2+}) = \frac{0,0012 \text{ mol}}{0,025 \text{ L}} = 0,048 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

### 8. Natrium komplexometrisch

Eine der wenigen Möglichkeiten maßanalytisch und nasschemisch  $\text{Na}^+$  zu quantifizieren! Grund: Fasst alle  $\text{Na}^+$ -Verbindungen sind leichtlöslich, weiterhin bildet  $\text{Na}^+$  nur schwache Komplexe.

$$n(\text{EDTA}) = n(\text{Zn}^{2+}) = n(\text{Na}^+) = 0,000158 \text{ mol} \Rightarrow c(\text{Na}^+) = 0,00158 \text{ mol/L}$$

Es handelt sich um eine indirekte Komplexometrie. Der schlecht bestimmbare Analyt  $\text{Na}^+$  wird chemisch in das leichter bestimmbar  $\text{Zn}^{2+}$  überführt. Jedes  $\text{Na}^+$  in der Probelösung führt zu einem  $\text{Zn}^{2+}$  (1:1-Verhältnis).

### 9. Quecksilber komplexometrisch

$$\text{a) Wunschverbrauch an Zn}^{2+}: \quad n(\text{Zn}^{2+}) = 0,0002 \text{ mol}$$

$$\text{Wunsch-Restmenge an freiem EDTA:} \quad n(\text{EDTA}) = 0,0002 \text{ mol} \quad (\text{wegen 1:1-Verhältnis Zn:EDTA})$$

$$\text{Zugesetzte Anfangsmenge an EDTA:} \quad n(\text{EDTA}) = 0,00025 \text{ mol}$$

$$\text{EDTA-Differenz (dient der Hg}^{2+}\text{-Komplexierung):} \quad \Delta n(\text{EDTA}) = 0,00005 \text{ mol}$$

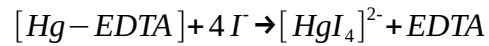
$$\text{Hg}^{2+}\text{-Stoffmenge} \quad n(\text{Hg}^{2+}) = 0,00005 \text{ mol} \quad (\text{wegen 1:1-Verhältnis Hg:EDTA})$$

$$\text{Berücksichtigung der Aliquotierung. } f_A = 5 \quad n(\text{Hg}^{2+}) = 0,00025 \text{ mol}$$

Masse Quecksilber:  $m(\text{Hg}^{2+}) = 0,0501 \text{ g}$

Masse Amalgam:  $m(\text{Amalgam}) \approx 1,67 \text{ g}$  (da  $w = 3\%$ )

b) Durch diese Ligandenaustauschreaktion, wird die dem Hg äquivalente Menge EDTA wieder freigesetzt:



Jedes bei der zweiten Titration verbrauchte  $\text{Zn}^{2+}$  entspricht einem freigesetztem EDTA und entspricht damit einem  $\text{Hg}^{2+}$ .

$$n(\text{Zn}^{2+}) = n(\text{EDTA}_{\text{freigesetzt}}) = n(\text{Hg}^{2+}) = 0,000102 \text{ mol}$$

Berücksichtigung der Aliquotierung.  $f_A = 5$

$$n(\text{Hg}^{2+}) = 0,00051 \text{ mol}$$

Masse Quecksilber:  $m(\text{Hg}^{2+}) = 0,102 \text{ g}$

Massenanteil:  $w = 102 \text{ mg} / 3501 \text{ mg} = 0,029$  (2,9%)