

Ein Labor bekommt eine Wasserprobe mit dem Auftrag die Gesamthärte und die Carbonathärte zu bestimmen. Berechnen Sie aus untenstehenden Angaben die Gesamthärte, die Carbonhärte und die permanente Härte in °d sowie die jeweiligen Erdalkalikonzentrationen.

Angaben:

Aliquot: 100 mL

$c(\text{EDTA}) = 0,01 \text{ mol/L}$

Titer(EDTA) = 0,981

$c(\text{HCl}) = 0,01 \text{ mol/L}$

Titer(HCl) = 1,042

Verbrauch(Gesamthärte) = 8,45 mL EDTA

Verbrauch(Carbonhärte) = 9,35 mL HCl

Eine Wasserprobe hat eine Gesamthärte von $13,64^\circ\text{d}$. Berechnen Sie aus folgenden Angaben den Verbrauch an EDTA bei der Titration dieser Wasserprobe.

Angaben:

Aliquot: 25,0 mL

$c(\text{EDTA}) = 0,005 \text{ mol/L}$

Titer(EDTA) = 0,997

$A_r(\text{Ca}) = 40,08$ $A_r(\text{Mg}) = 24,31$ $A_r(\text{O}) = 16,00$ $A_r(\text{C}) = 12,01$

Der Ammoniumgehalt einer Probe (20,0 mL) wird acidimetrisch nach einer Destillation nach Parnas-Wagner und Absorption in Borsäurelösung bestimmt. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration sowie die Massenkonzentration der Probe.

Angaben:

$c(\text{HCl}) = 0,2 \text{ mol/L}$

Normalfaktor(Titer) = 0,983

$A_r(\text{N}) = 14,007$ $A_r(\text{H}) = 1,0079$

Durchschnittlicher Verbrauch am Äquivalenzpunkt: 8,20 mL

Der Ammonium- sowie der Gesamtstickstoffgehalt eines Düngers sollen bestimmt werden. Dafür kommen die Destillation nach Parnas Wagner, Absorption in Borsäurelösung und anschließende acidimetrische Titration zum Einsatz,. Berechnen Sie anhand der untenstehenden Angaben den Ammonium- sowie den Gesamtstickstoffgehalt des Düngers.

Anmerkung: Der Ammoniumgehalt wird direkt bestimmt, der Gesamtstickstoffgehalt nach Aufschluss der Probe und Überführung des gesamten Stickstoffs in Ammonium.

Angaben:

Einwaage an Dünger für 1 Bestimmung: 0,500 g

$c(\text{HCl}) = 0,2 \text{ mol/L}$

Normalfaktor(Titer)= 1,026

Verbrauch am Äquivalenzpunkt: NH_4^+ : 11 mL Gesamtstickstoff: 20,3 mL

$A_r(\text{N}) = 14,007$ $A_r(\text{H}) = 1,0079$

Zur Bestimmung des Kalkgehaltes einer Eierschale werden 1,0203 g Schale eingewogen, zerkleinert und in 50,0 mL HCl(1,00 mol/L) gelöst. Nach Beendigung der Gasentwicklung wird ein 20,0 mL Aliquot mit NaOH(1,00 mol/L) titriert, wobei 12,0 mL verbraucht werden. Berechnen Sie den Kalkgehalt der untersuchten Eierschale in Prozent.

$A_r(\text{Ca}) = 40,08$ $A_r(\text{O}) = 16,00$ $A_r(\text{C}) = 12,01$

621,1 mg einer Salzmischung, die unter anderem Calciumcarbonat enthält werden in einem 100,0 mL Messkolben mit 5,00 mL HCl($c = 2,00 \text{ mol/L}$) gelöst. Nach dem Auffüllen des Messkolbens mit RO-Wasser und gutem Schütteln werden 3 Aliquote zu je 10,0 mL entnommen und mit NaOH($c = 0,1000 \text{ mol/L}$) titriert. Dabei werden folgende Volumina verbraucht: 5,78 mL; 5,73 mL; 5,76 mL. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration an Carbonationen sowie den Massenanteil an Calciumcarbonat in der Salzmischung (jeweils inklusive Standardabweichung).

$A_r(\text{Ca}) = 40,08$ $A_r(\text{O}) = 16,00$ $A_r(\text{C}) = 12,01$

Ein Aliquot von 10 mL einer Ascorbinsäurelösung wird mit einer Iod-Maßlösung titriert. Der Verbrauch am Äquivalenzpunkt beträgt 9,3 mL. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration und die Massenkonzentration der Ascorbinsäurelösung:

Angaben:

$c(\frac{1}{2} I_2) = 0,1 \text{ mol/L}$

Normalfaktor(Titer) = 0,96

$M(\text{Ascorbinsäure}) = 176,13 \text{ g/mol}$

Der Ascorbinsäuregehalt von Tabletten wird Iodometrisch bestimmt. Dazu wird jeweils eine Tablette aufgelöst und mit Iodmaßlösung titriert. Berechnen Sie den Massengehalt an Ascorbinsäure in den Tabletten.

Angaben:

Gewicht der Tabletten: 1,000 g

$c(\frac{1}{2} I_2) = 0,2 \text{ mol/L}$

Normalfaktor(Titer)= 1,032

Durchschnittlicher Verbrauch am Äquivalenzpunkt: 11,0 ml

$M(\text{Ascorbinsäure}) = 176,13 \text{ g/mol}$

Eine Fe^{2+} -Lösung, mit einer Äquivalenzkonzentration $c(\text{Fe}^{2+})$ von ungefähr 0,1 mol/L wird mit einer Permanganatlösung exakt definierter Konzentration ($c(^{1/5} \text{KMnO}_4) = 0,2 \text{ mol/L}$) gestellt. Berechnen Sie die exakte Konzentration der Fe^{2+} -Lösung sowie den Titer der Lösung.

Angaben:

$c(^{1/5} \text{KMnO}_4) = 0,2 \text{ mol/L}$

Titer ($^{1/5} \text{KMnO}_4$) = 1,000

Volumen der Fe^{2+} -Lösung: 20 mL

Durchschnittlicher Verbrauch am Äquivalenzpunkt: 10,2 mL

$A_r(\text{Fe}) = 55,845$

Eine Probelösung, die Fe^{2+} enthält, wird manganometrisch bestimmt. Für ein 5,00 mL Aliquot beträgt der Verbrauch am Äquivalenzpunkt 17,8 mL. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration sowie die Massenkonzentration der Lösung.

Angaben:

$c(^{1/5} \text{KMnO}_4) = 0,05 \text{ mol/L}$

Titer ($^{1/5} \text{KMnO}_4$) = 0,980

$A_r(\text{Fe}) = 55,845$

Eine KMnO_4 -Lösung hat eine ungefähre Äquivalenzkonzentration von $c(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 0,05 \text{ mol/L}$. Die Lösung wird mit Natriumoxalat gestellt. Bei der Titration von 420,3 mg Natriumoxalat ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) werden exakt 12,7 mL der Permanganatlösung verbraucht. Berechnen Sie die exakte Äquivalenzkonzentration der Permanganatlösung sowie den Titer.

Angaben:

$A_r(\text{Na}) = 22,99$ $A_r(\text{O}) = 15,999$ $A_r(\text{C}) = 12,011$ $A_r(\text{H}) = 1,0079$

100 mL Aliquote einer oxalsäurehaltigen Lösung werden mit einer Kaliumpermanganatlösung titriert. Der durchschnittliche Verbrauch bis zum Äquivalenzpunkt beträgt 15,34 mL. Berechnen Sie $c(\text{Oxalsäuredihydrat})$ und $\beta(\text{Oxalsäuredihydrat})$.

Angaben:

$c(^{1/5} \text{KMnO}_4) = 0,5 \text{ mol/L}$

Titer ($^{1/5} \text{KMnO}_4$) = 1,12

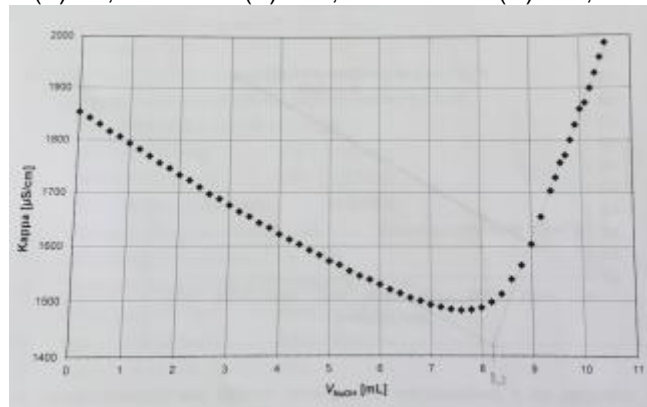
$A_r(\text{H}) = 1,008$ $A_r(\text{C}) = 12,011$ $A_r(\text{O}) = 15,999$

Der Titer einer Kaliumpermanganatlösung der ungefähren Konzentration $c(^{1/5} \text{KMnO}_4) = 0,2 \text{ mol/L}$ wird mit einer Oxalsäurelösung der Konzentration $c(\text{Oxalsäuredihydrat}) = 0,100 \text{ mol/L}$ gestellt. Für die Titration von 15,0 mL der Oxalsäurelösung werden dabei durchschnittliche 13,4 mL Kaliumpermanganatlösung gebraucht. Berechnen Sie die exakte Äquivalenzkonzentration $c(^{1/5} \text{KMnO}_4)$ der Kaliumpermanganatlösung und den Titer.

$A_r(\text{H}) = 1,008$ $A_r(\text{C}) = 12,011$ $A_r(\text{O}) = 15,999$

Ein 10 mL Aliquot einer Ammoniumnitratlösung wird mit NaOH der Konzentration $c(\text{NaOH}) = 0,100 \text{ mol/L}$ als Maßlösung titriert. Die Kurve wird konduktometrisch erfasst. Bestimmen Sie im untenstehenden Diagramm graphisch den Äquivalenzpunkt und berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration sowie die Massenkonzentration $\beta(\text{NH}_4^+)$ der Ammoniumnitratlösung.
Angaben:

$A_r(\text{H}) = 1,0079$ $A_r(\text{N}) = 14,004$ $A_r(\text{O}) = 15,999$



Eine Natriumacetatlösung wird mit einer HCl Maßlösung titriert. Berechnen Sie aus untenstehenden Angaben die Stoffmengen- und Massenkonzentration an Acetat in der Lösung.

Angaben:

$A_r(\text{H}) = 1,008$ $A_r(\text{C}) = 12,011$ $A_r(\text{O}) = 15,999$ $A_r(\text{Na}) = 22,990$

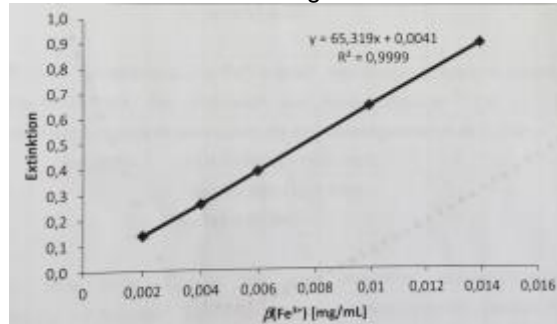
$c(\text{HCl}) = 0,2 \text{ mol/L}$

Titer(HCl) = 1,020

Aliquot der Natriumacetatlösung: 30,0 mL

Durchschnittlicher Verbrauch am Äquivalenzpunkt: 7,30 mL

Eine Eisenlösung wird verdünnt, indem 10,0 mL der Lösung in einem Messkolben auf 200 mL aufgefüllt werden. Aliquote dieser Lösung werden – ebenso wie die Standards zur Messung der Kalibrationsgerade – mit Pufferlösung und farbgebender Reagenzlösung versetzt und mit Wasser auf ein definiertes Volumen aufgefüllt. Die Extinktion der Standards und der Probelösung wird photometrisch bestimmt. Die so erhaltene Kalibrationsgerade ist unten gegeben, die mittlere Extinktion der Probelösung beträgt 0,503. Berechnen Sie die Massenkonzentration der unverdünnten Eisenlösung.



Anthracen hat in methanolische Lösung einen molaren Extinktionskoeffizienten von $1,73 \cdot 10^5$ L/cm \cdot mol bei $\lambda = 250$ nm. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration einer Lösung, die eine Extinktion von 0,225 bei einer Schichtdicke von 0,50 cm ergibt.

Zur quantitativen Bestimmung von Chlorid (mittels Ionenchromatografie) muss eine Kalibrationsgerade erstellt werden.

- a) Erstellen Sie eine sinnvolle Kalibrationsreihe mit 5 Werten (ohne Blindwert), wobei die max. Konzentration 45 mg/L betragen soll.
- b) Zur Herstellung der Stammlösung ($\beta(\text{Cl}^-) = 180 \text{ mg/L}$) wird Natriumchlorid in einen 25,0 mL Messkolben eingewogen. Wie groß ist die Einwaage?

$A_r(\text{Na}) = 22,99$ $A_r(\text{Cl}) = 35,45$

Von einer Substanz, die Fe^{2+} -Ionen enthält, wird eine Probe von 1,0240 g in 50 mL Wasser gelöst und mit einer KMnO_4 -Lösung ($c=0,0200 \text{ mol/L}$) titriert.

- a) Was passiert mit Fe^{2+} während der Titration (Reaktionsgleichung)?
- b) Berechnen Sie den Massenanteil an Fe^{2+} in der Probe, wenn der mittlere Verbrauch 29,9 mL beträgt.
- c) Welcher Fehler tritt auf, wenn die Fe^{2+} -Lösung Cl^- -Ionen enthält?

$A_r(\text{Fe}) = 55,85$

Ein Liter Leitungswasser enthält 0,156 g $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ und 0,108 g CaSO_4 .

a) Berechnen Sie die Gesamthärte sowie die temporäre und permanente Härte in $^\circ\text{dH}$.

b) Welche Ionen sind für die einzelnen Härten verantwortlich?

$A_r(\text{Ca}) = 40,08$ $A_r(\text{S}) = 32,07$ $A_r(\text{O}) = 16$ $A_r(\text{C}) = 12,01$

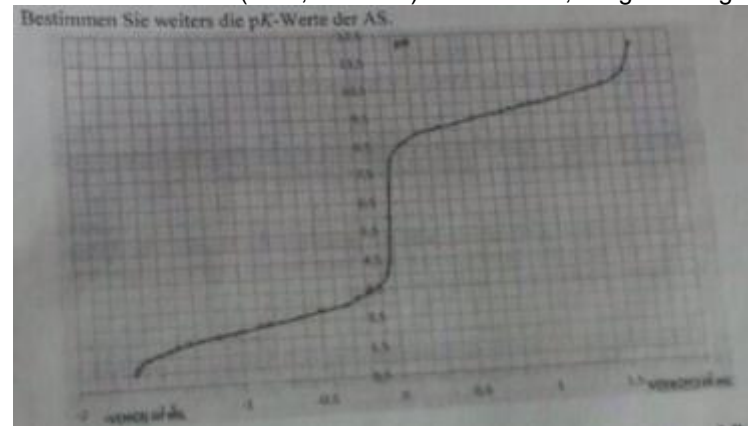
Zur Bestimmung des Kalkgehaltes einer Eierschale werden 0,9723 g Schale eingewogen, zerkleinert und in 50,0 ml HCl(1,00 mol/L) gelöst. Nach Beendigung der Gasentwicklung wird ein 20,0 mL Aliquot mit NaOH (1,00 mol/L) titriert, wobei 12,4 mL verbraucht werden.

- a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für den Lösevorgang sowie die Titration.
- b) Welchen Indikator würden Sie für die Titration verwenden? Begründen Sie Ihre Wahl.
- c) Berechnen Sie den Kalkgehalt der untersuchten Eierschale in Prozent.

$A_r(\text{Ca}) = 40,08$ $A_r(\text{O}) = 15,999$ $A_r(\text{C}) = 12,011$

Der Titer einer MgSO_4 -Lösung wurde durch komplexometrische Titration bestimmt. Für ein 20,0 mL Aliquot ($c \approx 0,005 \text{ mol/L}$) wurden dabei 11,11 mL EDTA-Lösung ($0,01 \text{ mol/L}$; $t = 0,9876$) verbraucht. Berechnen Sie den Titer der MgSO_4 -Lösung.

Berechnen Sie die molare Masse einer Aminosäure auf Basis einer acidimetrischen und alkalimetrischen Titration. Für die Titration mit HCl ($c = 2,00 \text{ mol/L}$) wurden $401,9 \text{ mg AS}$ und für die Titration mit NaOH ($c = 2,00 \text{ mol/L}$) wurden $402,3 \text{ mg AS}$ eingewogen.



Chinin ($M = 324 \text{ g/mol}$) hat in methanolischer Lösung einen molaren Extinktionskoeffizienten von $6480 \text{ L/cm} \cdot \text{mol}$ bei $\lambda = 250 \text{ nm}$. Berechnen Sie die Massen- und Stoffmengenkonzentration (inklusive Standardabweichung) einer Lösung, die bei einer Fünffachbestimmung Extinktion von 0,150; 0,145; 0,151; 0,148 und 0,142 bei einer Schichtdicke von 0,5 cm ergibt. Mithilfe welchen Gesetzes ist diese Aufgabe zu lösen? Geben Sie dieses auch an!

Iodometrische Bestimmung von Ascorbinsäure (Vitamin C; $M = 176,13 \text{ g/mol}$)

- a) Beschreiben Sie das Prinzip der maßanalytischen Bestimmung von Ascorbinsäure (Titrationsart, Maßlösung, Reaktion der Maßlösung (RG), Indikation) in Stichworten.
- b) Berechnen Sie den Titer der Iodmaßlösung: 3,872 g Ascorbinsäure wurden eingewogen und in Wasser (Gesamtvolumen 1,00 L) gelöst. Nach Verdünnung dieser Lösung 1:10 wurden jeweils 10,0 mL Aliquote mit einer Iodlösung der ungefähren Stoffmengenkonzentration $c(\frac{1}{2} \text{I}_2) = 0,01 \text{ mol/l}$ titriert. Dabei wurden 4,62; 4,65 und 4,61 mL verbraucht.
- c) Anschließend wurde eine Ascorbinsäurelösung unbekannter Konzentration mit obiger Iodmaßlösung titriert. Für 20,0 mL Aliquote wurden 9,81; 9,78 und 9,75 mL benötigt. Berechnen Sie die Stoffmengen- und Massenkonzentration inklusive Standardabweichung der analysierten Ascorbinsäurelösung.

- a) Sie sollen den genauen Ammoniumgehalt eines Düngers bestimmen, der einen Massengehalt von etwa $w(\text{NH}_4^+) = 6\%$ aufweist. Sie wählen dazu die Destillation nach Parnas-Wagner, Absorption in Borsäurelösung und anschließende acidimetrische Titration. Als Einwaage nehmen Sie 2500 mg des Düngers, diese werden in 100 mL Wasser gelöst. Sie möchten jeweils 20 mL Aliquote titrieren. Als Maßlösung steht $\text{HCl}(c = 0,1 \text{ mol/L}; t = 1,040)$ zur Verfügung.
Wie groß ist der für eine Konzentration von genau $w(\text{NH}_4^+) = 6\%$ zu erwartende Verbrauch bei der Titration?
 $A_r(\text{N}) = 14,007$ $A_r(\text{H}) = 1,0079$
- b) Geben Sie die relevanten Reaktionsgleichungen für die Destillation und die Absorption in der Vorlage wieder.
- c) Formulieren Sie die bei der Titration ablaufende Reaktion.
Welchen Indikator würden Sie vorschlagen? In welchem pH-Bereich muss der Umschlagspunkt dieses Indikators liegen (neutral, sauer, basisch)?

Eine bestimmte Probe einer gefärbten Lösung, die dem Lambert-Beer'schen Gesetz folgt, zeigt bei der Messung mit einer 1 cm-Küvette eine Transmission von 60% (Schreiben Sie das oben genannte Gesetz auf.)

- a) Wie groß ist die Transmission einer Lösung doppelter Konzentration bei gleicher Schichtdicke?
- b) Wie groß muss die Schichtdicke der Küvette sein, wenn die Konzentration doppelt so hoch ist und die Transmission 60% sein soll?
- c) Wie groß ist die Transmission der ursprünglichen Probe bei einer Schichtdicke von 0,2 cm?

Bei der Titration von 25,0 mL einer Ammoniaklösung unbekannten Gehalts mit Salzsäure($c = 0,1$ mol/L; $t = 0,9987$) wurde der Endpunkt übersehen, sodass zu viel Maßlösung (insgesamt 31,14 mL) zugegeben wurden. Um die Bestimmung nicht verwerfen zu müssen, wird die überschüssige Salzsäure mit NaOH($c = 0,100$ mol/L) zurücktitriert. Der Verbrauch hierbei beträgt 7,28 mL. Wie viel Gramm Ammoniak enthielt die ursprüngliche Lösung?

$A_r(\text{N}) = 14,007$ $A_r(\text{H}) = 1,0079$

10,0 mL einer Probelösung, die Fe^{2+} enthält werden mit einer Kaliumpermanganat-Maßlösung titriert. Der Verbrauch beträgt am Äquivalenzpunkt 19,8 mL.

- a) Geben Sie die Reaktionsgleichung für die bei der Titration ablaufende Reaktion an. Geben sie die zwei relevanten Teilgleichungen und die Summengleichung an. Bei den Teilgleichungen die Oxidationszahlen aller Elemente dazuschreiben (auch von Sauerstoff und Wasserstoff). Alle Gleichungen müssen vollständig ausgeglichen werden.
- b) Berechnen Sie die Massenkonzentration der Lösung.

Angaben:

$c(1/5 \text{ KMnO}_4) = 0,5 \text{ mol/L}$

Normalfaktor(Titer) = 0,980

$A_r(\text{Fe}) = 55,865$

Fotometrische Eisenbestimmung $\beta = 0,1 \text{ g/L}$ in einem 50 mL Messkolben

0,2; 0,6; 1; 1,6 und 2 mL der Stammlösung und auffüllen

Für die Analyse wird ein 20 mL Aliquot der Probe in 50 mL Kolben ebenso behandelt.

a) ?

b) ?

c) Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration sowie die Massenkonzentration der von Fe^{3+} wenn die Extinktion im Mittel 0,122 beträgt.

Zur Auswertung der AS Titration wird zur Korrektur der HCl Maßlösung jenes Volumen an RO-Wasser in dem die AS gelöst ist, ebenfalls mit HCl($c = 2 \text{ mol/L}$) bis zu einem pH von 1 titriert.

- a) Berechnen Sie das für das theoretisch notwendige Volumen an HCl für 20 mL RO-Wasser ausgehend von pH 7.
- b) Wie groß sind der absolute und der relative Fehler bezogen auf den Verbrauch an HCl, wenn bei einem pH von 6,5 anstelle von 7,0 die Titration begonnen wird.

Sie möchten die Konzentration einer Ascorbinsäurelösung der ungefähren Konzentration $\beta(\text{Ascorbinsäure}) = 3 \text{ g/L}$ durch Titration mit einer Iodmaßlösung genau bestimmen. Um eine geeignete Bürette zu wählen, berechnen Sie zunächst den für ein 20,0 mL Aliquot zu erwartenden Verbrauch, unter der Annahme, dass die Lösung exakt die Konzentration $\beta(\text{Ascorbinsäure}) = 3,00 \text{ g/L}$ aufweist. Welchen Verbrauch erwarten Sie?

Angaben:

$c(^{1/2} \text{I}_2) = 0,05 \text{ mol/L}$

Normalfaktor(Titer) = 1,092

$M(\text{Ascorbinsäure}) = 176,13 \text{ g/mol}$

Wie erfolgt die Indikation des Endpunktes in der Iodometrie?

Welcher Teil des Moleküls der Ascorbinsäure wird wie verändert? – Skizze

Wird die Ascorbinsäure oxidiert oder reduziert?

Eine Natriumacetatlösung wird mit einer HCl Maßlösung titriert und die zugehörige Titrationskurve konduktometrisch aufgezeichnet (Bild). Bestimmen Sie graphisch den Äquivalenzpunkt und berechnen Sie aus diesem sowie den untenstehenden Angaben die Stoffmengen- und Massenkonzentration an Acetat in der Lösung.

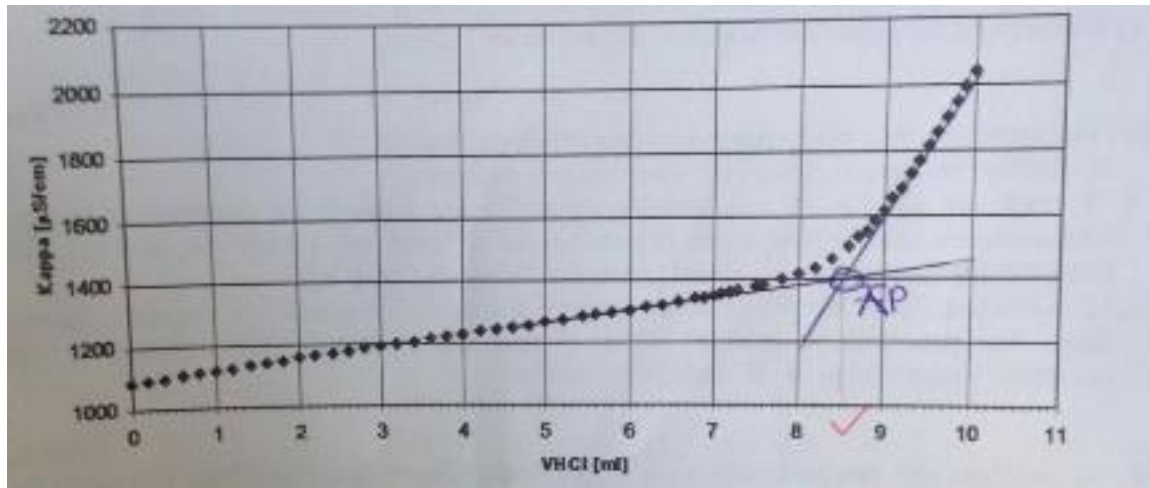
Angaben:

$c(\text{HCl}) = 0,2 \text{ mol/L}$

$\text{Titer}(\text{HCl}) = 0,992$

Volumen der Natriumacetat-Lösung: 25 mL

$A_r(\text{O}) = 15,999$ $A_r(\text{C}) = 12,011$ $A_r(\text{H}) = 1,008$ $A_r(\text{Na}) = 22,990$



Zur Bestimmung des Massenanteils an Calciumcarbonat in einer Salzmischung (428 mg) wird diese in 10,0 mL ____ ($c = 1,00 \text{ mol/L}$) in einem 50,0 mL Messkolben gelöst und dieser bis zur Marke mit RO Wasser aufgefüllt. Die Rücktitration erfolgt mit ____ ($c = 0,200 \text{ mol/L}$), wobei jeweils ein 10,0 mL Aliquot genommen wird. Die Verbräuche betragen: 7,52 ; 7,48 und 7,51 mL.

- a) Geben Sie die Reaktionsgleichung für den Lösevorgang sowie bei der Titration ablaufende Reaktion an.
- b) Berechnen Sie die Stoffmengen- und Massenkonzentration an Calciumcarbonat in der Probelösung und seinen Massenanteil in der Salzmischung.

$A_r(\text{O}) = 15,999$ $A_r(\text{C}) = 12,011$ $A_r(\text{Ca}) = 40,08$

Die Dissoziationskonstante eines Säure-Basen-Indikators $K(\text{HInd})=10^{-10}$ bei welchem pH kommt es zu einem Farbumschlag, wenn

- a) Beide Indikatorfarben in gleicher Konzentration gleich gut wahrgenommen werden können?
- b) Ein Teil der alkalischen Form bereits bei Anwesenheit von 10 Teilen von der sauren Form unterschieden werden kann.

Ein Indikator hat als konstante $K(\text{HInd}) = 2,6 \cdot 10^{-6}$ seine saure Form ist rot, seine basische Form ist blau. Der gefärbte Indikator liegt zu 75% in seiner blauen Form und zu 25% in seiner roten Form vor. Berechnen Sie den pH Unterschied der notwendig ist, damit der Indikator zu 75% in seiner roten und zu 25% in seiner blauen Form vorliegt.

- a) Der Vitamin C Gehalt eines Produkts soll $w(\text{VitC}) = 5\%$ sein. 800mg Probe werden eingewogen, in 100mL Wasser gelöst und 25mL Aliquote werden mit Iodmaßlösung titriert. Berechnen Sie den durchschnittlich erwarteten Verbrauch.
Angaben:
 $c(\frac{1}{2} \text{I}_2) = 0,01 \text{ mol/L}$
 $t = 1,005$
 $M(\text{Ascorbinsäure}) = 176,13 \text{ g/mol}$
- b) Wie erfolgt die Indikation des Endpunktes in der Iodometrie?-Erklärung in Stichworten
- c) Welcher Teil des Moleküls der Ascorbinsäure wird wie verändert?-Skizze
Wird die Ascorbinsäure oxidiert oder reduziert?

Von einer Wasserprobe sollen die Gesamthärte, die Carbonathärte sowie die permanente Härte bestimmt werden.

- a) Beschreiben die Bestimmung dieser drei Werte unter Angabe von Maßlösung, Indikator, pH-Bereich, Titrationsart sowie der relevanten Reaktionsgleichungen.
- b) Berechnen Sie aus den untenstehenden Angaben die Gesamthärte, die Carbonathärte und die permanente Härte in °dH.

Angaben:

Aliquot: 100mL

Gesamthärte: $c(\text{Maßlösung}) = 0,01 \text{ mol/L}$ $t = 1,024$ Verbrauch(Maßlösung) = 9,73mL

Carbonathärte: $c(\text{Maßlösung}) = 0,01 \text{ mol/L}$ $t = 0,987$ Verbrauch(Maßlösung) = 7,61mL

$A_r(\text{Ca}) = 40,08$ $A_r(\text{Mg}) = 24,31$ $A_r(\text{O}) = 16$ $A_r(\text{C}) = 12,01$

0,4503g technisches Kaliumcarbonat ($w = 31,81\%$) wurden in 25mL HCl gelöst.

- a) Zur Bestimmung der Stoffmengenkonzentration dieser Salzsäure wurden 20mL davon mit NaOH($c = 0,200\text{mol/L}$) titriert mit einem Verbrauch von 20,6mL. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration und den Titer der Salzsäure
- b) Berechnen Sie weiters den Verbrauch an NaOH($c = 0,500\text{mol/L}$) für die für das Lösen des Carbonats überschüssige Säure.

$A_r(\text{K}) = 39,10$ $A_r(\text{O}) = 16$ $A_r(\text{C}) = 12,01$