

1. Gravimetrische Titration nach Mohr: Lernvideo zum Versuch: <https://youtu.be/lKvkK58uSM0>

49 Gramm Salzbrezeln werden möglichst fein pulverisiert und mit heißem Wasser alle löslichen Bestandteile heraus extrahiert. Das Extrakt wird auf 515 g gebracht. 51 g des Extrakts werden nach Zugabe einiger Kristalle Kaliumchromat tropfenweise mit 2%iger- AgNO_3 -Lsg. titriert.

Zu Beginn wiegt die Maßlösung 93 g, beim Umschlagpunkt nur noch 69 g.

- Erklären Sie alle Beobachtungen und die Funktionsweise des Indikators.
- Berechnen Sie den Salzgehalt der Salzbrezeln in % und vergleichen Sie mit der Packungsangabe!

2. Titration nach Mohr: Die Chloridkonzentration einer Probelösung beträgt ca. $c(\text{Cl}^-) \approx 250 \text{ mmol/L}$. Mit welchem Verdünnungsfaktor ($F = V_{\text{verdünung}}/V_{\text{konz}}$) muss die Lösung verdünnt werden, wenn man bei der Titration ca. 20 mL der verdünnten Probe einsetzen will, und der Sollverbrauch an AgNO_3 -Maßlösung ($c_{\text{soll}} = 0,1 \text{ mol/L}$) bei ca. 15 mL liegen soll?

3. Titration nach Mohr: 100 mL einer Bariumchloridlösung werden in einem 200 mL-Messkolben verdünnt. 20 mL der Verdünnung verbrauchen bei der Titr. nach Mohr 11,6 mL AgNO_3 -Maßlg. ($c_{\text{soll}} = 0,1 \text{ mol/L}$, $t = 1,108$).

- Wie erfolgt die Indikation des Äquivalenzpunktes bei der Titration nach Mohr?
- Berechnen Sie die Massenkonzentration $\beta(\text{BaCl}_2)$ der Ausgangslösung.

4. Direkte Titration nach Volhard: Video zur Aufgabe: <https://youtu.be/frB0YZcg-u4>

25 mL einer Ag^+ -haltigen Probe verbrauchen bis zum Äquivalenzpunkt 24,6 mL Ammoniumthiocyanat-Maßlösung ($c = 0,1 \text{ mol/L}$, $t = 1,053$). Berechnen Sie $c(\text{Ag}^+)$ in der Probe.

5. Rücktitration nach Volhard: 508,5 mg technisches Kaliumbromid werden gelöst und mit 50 mL AgNO_3 -Lösung ($c = 0,1 \text{ mol/L}$, $t = 0,1,091$) versetzt. Bei der anschließenden Titration werden dann 16,9 mL Ammoniumthiocyanat-Maßlösung ($c = 0,1 \text{ mol/L}$, $t = 0,992$) verbraucht. Berechnen Sie den Massenanteil $w(\text{KBr})$ im Ausgangsstoff.

6. 0,3048 g einer KBr -Probe werden nach dem Lösen mit 40,0 mL Silbernitratlösung ($c_{\text{soll}} = 0,1 \text{ mol/L}$, $t = 0,994$) versetzt und der Überschuss an AgNO_3 mit 22,1 mL Ammoniumthiocyanat-Lösung ($c_{\text{soll}} = 0,1 \text{ mol/L}$, $t = 1,035$) zurück titriert. Berechnen Sie $w(\text{KBr})$.

Lösungen – ohne Gewähr

Nr. 1

a) siehe Lernvideo bei youtube: https://youtu.be/_7Navi86mh8



b) Zugegebene Masse an Maßlösung: $93 \text{ g} - 69 \text{ g} = 24 \text{ g} \Rightarrow$ Da die Lösung 2% AgNO_3 enthält, beträgt $m(\text{AgNO}_3) = 0,48 \text{ g}$. Das sind $n(\text{AgNO}_3) \approx 0,0028254 \text{ mol AgNO}_3$. *Wir runden erst das Endergebnis (stärker), dort dann aber angemessen großzügig!* Wegen des 1:1-Koeffizientenverhältnis ist auch $n(\text{NaCl}) = 0,0028254 \text{ mol}$. Das sind ca. $0,165 \text{ g NaCl}$. Diese sind in 51 g des Extraktes enthalten. Im gesamten Extrakt sind es also $1,667 \text{ g NaCl}$. Dieser wurde aus 49 g Salzbrezeln hergestellt. Rechnet man auf 100 g Salzbrezeln hoch, sind das **ca. 3,4 g Salz ($w(\text{NaCl}) = 3,4\%$)**. Laut Packungsangabe sind es $3,7 \text{ g}$.

Nr. 2: Hier nur stichwortartig beantwortet

Die zuzugebende Sollstoffmenge $n(\text{Ag}^+)$ beträgt $n(\text{Ag}^+) = c(\text{Ag}^+) \cdot V(\text{Ag}^+) = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,015 \text{ L} = 0,0015 \text{ mol}$
Deshalb muss auch die Stoffmenge an Chloridionen $n(\text{Cl}^-) = 0,0015 \text{ mol}$ betragen (da 1:1-Koeffizientenverhältnis in $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}_{(s)}$).

Diese Stoffmenge soll in 20 mL enthalten sein, also gilt: $c_{\text{soil}}(\text{Cl}^-) = 0,0015 \text{ mol} : 0,02 \text{ L} = 0,075 \text{ mol/L}$.

Die Lösung ist also ca. 3,3333 mal dünner als die Probelösung. Der Verdünnungsfaktor beträgt also $F = 0,3$. (z.B. 75 mL der Probelösung auf 250 mL Gesamtvolumen verdünnen).

Nr. 3

a) Der erste Tropfen AgNO_3 -Überschuss führt mit den CrO_4^{2-} -Ionen zu einem gelb-braunen Nd. an Ag_2CrO_4 bildet.

b) $n(\text{Ag}^+) = n(\text{Cl}^-) = n(\text{Ag}^+) = c \cdot V \cdot t = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,0116 \text{ L} \cdot 1,108 \approx 0,00128528 \text{ mol}$

$\Rightarrow n(\text{BaCl}_2) = 6,4264 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$. Wegen Aliquotierung: $n_{\text{gesamt}} = 6,4264 \cdot 10^{-3} \text{ mol BaCl}_2$ ($1,33818 \text{ g}$).

$\beta = m/V = 13,3818 \text{ g/L}$

Nr. 4

$24,6 \text{ mL}$ ML enthalten $n = cVt = 0,00259038 \text{ mol NH}_4\text{SCN}$. Wegen des 1:1-Koeffizientenverhältnisses ($1 \text{ Ag}^+ + 1 \text{ NH}_4\text{SCN} \rightarrow \text{AgSCN} + \text{NH}_4^+$), ist also auch $n(\text{Ag}^+) = 0,00259038 \text{ mol}$. Damit ist $c(\text{Ag}^+) = n/V = 0,1036 \text{ mol/L}$

Nr. 5

fehlt noch

Nr. 6

fehlt noch. siehe evtl. U-Unterlagen.