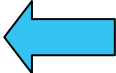
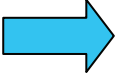
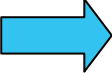


Rahmenpläne	Pflichtqualifikation „Maßanalyse“ Inhalte	Didaktisch-methodische Hinweise
AO 7.5 LF 7	1. Einführung in die Maßanalyse <ul style="list-style-type: none"> - Unterscheidung in qualitative und quantitative analytische Methoden - Methodenüberblick <ul style="list-style-type: none"> - nasschemische Analytik (Maßanalyse mit verschiedenen Indikationen, Gravimetrie) - instrumentelle Analytik (spektroskopische und chromatographische Methoden) 	<p>Die steigende Bedeutung instrumenteller Analytik im Gegensatz zu klassischen Methoden der Nasschemie, insbesondere Trennungsgang und Gravimetrie, begründen.</p> <p>Einsatzmöglichkeiten und -grenzen sowie Vor- und Nachteile der jeweiligen Methoden herausarbeiten.</p>
AO 7.5 LF 7	2. Grundlagen der Maßanalyse <ul style="list-style-type: none"> - Prinzip und Bedingungen maßanalytischer Bestimmungen - Überblick der maßanalytischen Gruppen (Neutralisations-, Fällungs-, Redox- und komplexometrische Titration) - Verfahrensschritte einer Titration (Probenvorbereitung, Analysenlösung, aliquoter Teil, Maßlösung, Indikation, Messwert, Analyseergebnis) - Herstellen von Maßlösungen (Fertigmaßlösungen, Titrisole, Verdünnen von Lösungen, Einwaage von Feststoffen), Definition von Stoffmenge, Stoffmengenkonzentration, Äquivalentkonzentration, - Titerbestimmung (mit Urtiler und gegen Maßlösung bekannter Konzentration) - Methoden der Endpunktbestimmung (visuell, potenziometrisch, konduktometrisch) - Grundlagen der Berechnung (Titer, Einwaage Maßlösung, maßanalytischer Faktor, Analyse, Verdünnungsreihen) - Überblick über Titrationsverfahren: direkte, Rücktitration, Substitutions-, Summen- und Stufentitration 	<p>Analogie zu anorganischen Reaktionstypen erarbeiten.</p> <p>Zum besseren Überblick sollen Auszubildende sukzessive eine tabellarische Kurzfassung aller behandelten Titrationsverfahren erstellen. </p> <p>Stoffmengen- und Äquivalentkonzentration definieren, Äquivalentzahlen bei Neutralisationstitrations bestimmen.</p> <p>Auf Kenntnissen der Konzentrationsberechnungen (Massen- u. Stoffmengenkonzentration, Massen- /Volumenanteil, Umrechnen verschiedener Konzentrationsangaben usw.) aufbauen.</p> <p>Berechnungen unter Verwendung von Formeln, Einheiten und deren Herleitung erläutern. Um das Verständnis zu vertiefen, viele Übungsaufgaben berechnen.</p> <p>Reaktivieren der Kenntnisse aus dem Stoffgebiet „Herstellen v. Lösungen“.</p> <p>Fertigkeitsentwicklung fördern, gezielt auf gute Durchführung und reproduzierbare Analysenwerte achten.</p> <p>Zu Beginn einfache Titrations nach Vorschrift durchführen. Schwierigkeitsgrad und Komplexität steigern, bis hin zu selbstständiger Methodenauswahl oder -entwicklung (z.B. andere Urtiler oder Indikationen ausprobieren und validieren)</p>
	<p>Praxisbeispiele:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Herstellen von Maßlösungen aus einem Feststoff und durch Verdünnen einer konzentrierten Lösung • Titerbestimmung der hergestellten Maßlösungen gegen Urtiler und Maßlösung bekannter Stoffmengenkonzentration • Kalibrieren von Messgeräten • Herstellen von Kalibrierlösungen 	

Rahmenpläne	Pflichtqualifikation „Maßanalyse“ Inhalte	Didaktisch-methodische Hinweise
<p>AO 7.5 LF 7</p>	<p>3. Neutralisationstitation</p> <ul style="list-style-type: none"> - Theoretische Grundlagen (z.B.: Säure-Base-Definitionen nach Arrhenius, Broenstedt, Lewis; Hydrolyse von Salzen, Ionenprodukt des Wassers, pH-Wert Säure-, Basekonstante; Dissoziationsgrad) - Unterscheidung in Acidimetrie / Alkalimetrie, - Urtiter und Maßlösungen in der Acidimetrie und Alkalimetrie - pH-Indikatoren: Wirkungsweise, Auswahl - Fehler in der Neutralisationstitation - Aufnahme und Auswertung verschiedener Titrationskurven - Berechnung von Säure-Base-Titrationsen - Reinheitsbestimmung von Edukten und Produkten <p>Praxisbeispiele:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Reinheitsbestimmung von Acetylsalicylsäure • Bestimmung von Säure- und Verseifungszahl 	<p>Selbstständiges Arbeiten in Gruppen fördern.</p> <p>Veränderung des pH-Wertes während der Titration von starken Säuren/Laugen, schwachen Säuren/ starken Laugen, mehrwertigen Säuren (Phosphorsäure) untersuchen und graphisch darstellen.</p> <p>Vergleich der Titrationskurven, Auswahl geeigneter Indikatoren (in Verbindung mit potenziometrischer Titration)</p> <p>Verschiedene alkalimetrische und acidimetrische Bestimmungen durchführen (wässriges / nicht wässriges Medium, organische Stoffe)</p> <p>Berechnungen für maßanalytische Bestimmungen üben, indem die Probenvorbereitung variiert wird (z.B. flüssige Proben – unterschiedliche Gesamtvolumen oder aliquoter Teil, Verdünnungen; Feste Proben – Reinheitsbestimmungen, Kristallwasserverlust)</p>
<p>AO 7.5 LF 7</p>	<p>4. Redoxtitration</p> <ul style="list-style-type: none"> - theoretische Grundlagen (z.B. Oxidationszahlen, Oxidations-/ Reduktionsmittel, Entstehung von Potenzialen, Normalpotenziale, Spannungsreihe, Redoxpaare) - Aufstellen / Lösen von Redoxgleichungen - Unterscheidung oxidimetrische / reduktometrische Titrationsarten (Permanganometrie, Cerimetrie, Iodometrie, Ferrometrie u.a.) - Redoxindikatoren und ihre Wirkungsweise - Herstellen von Maßlösungen bezogen auf das Redoxäquivalent - Auswahl von Urtitersubstanzen und geeigneten Indikatoren - Berechnung von Redoxtitrationen - Überblick der bestimmbareren Ionen in Lösungen und Feststoffen <p>Praxisbeispiele:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Permanganometrische Bestimmung von Oxalat- und Fe²⁺-Ionen • Jodometrische Bestimmung von Cu²⁺-Ionen • Cerimetrische Bestimmung von Oxalat-Ion (Methodenvergleich mit permangan. Bestimmung) • Analyseaufträge für Redoxtitrationen 	<p>Auf Vorkenntnissen aufbauen, Schulwissen wiederholen und mit Praxisbeispielen verknüpfen.</p> <p>Redoxgleichungen üben, dabei Schwierigkeitsgrad langsam steigern</p> <p>Einführung in die Redoxtitrationen, praktische Durchführung sowie erforderlichen Berechnungen anfangs gemeinsam besprechen, zunehmend selbstständig erarbeiten lassen.</p> <p>Alle Redoxtitrationen am Ende der Lerneinheit systematisch darstellen lassen.</p> <p>Die praktischen Übungen sollen Bestimmungen in Lösungen und von Feststoffen beinhalten.</p>

Rahmenpläne	Pflichtqualifikation „Maßanalyse“ Inhalte	Didaktisch-methodische Hinweise
<p>AO 7.5 LF 7</p>	<p>5. Komplextometrische Titration</p> <ul style="list-style-type: none"> - Grundlagen (z.B.: Aufbau und Benennen von Komplexen; anorganische, organische und Chelatkomplexe; Beständigkeit von Komplexen, Komplexbildungsreaktion und -konstante) - Komplexbildner in der Komplextometrie - Metallindikatoren, Wirkungsweise und pH-Abhängigkeit - Her- und Einstellen der Maßlösung - Auswahl der Indikatoren und Ursubstanz - Berechnen von komplexometrischen Titrationsen <p>Praxisbeispiele:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Direkttitration – Quantifizierung von z.B. Mg²⁺, Ca²⁺, Zn²⁺- Ionen • Rücktitration - Quantifizierung von Al³⁺-Ionen • Substitutionstitration – Quantifizierung von Mn²⁺-Ionen • Simultanbestimmung – Quantifizierung von z.B.: Ca²⁺/Mg²⁺ (Wasserhärte), Fe³⁺/Al³⁺ • Analyseaufträge in der Komplextometrie 	<p>Die Vielfältigkeit der Anwendungsmöglichkeiten herausarbeiten.</p> <p>Stöchiometrisches Verhältnis in der Komplextometrie, pH-Abhängigkeit, Einfluss von Temperatur und Komplexbildungskonstante herausarbeiten.</p> <p>Komplexbildungsreaktionen allgemein formulieren.</p> <p>Die Komplextometrie eignet sich besonders gut, um die unterschiedlichen Titrationsverfahren wie Direkt-, Rück-, Substitutions- oder Simultanbestimmung zu erklären und praktisch zu üben.</p> <p>Didaktisch-methodisches Vorgehen wie zuvor (vom Leichten zum Schwierigen, vom einfachen zum Komplexen, von der Anleitung zum selbstständigen Erarbeiten, von der Einzel- zur Gruppenarbeit).</p>
<p>AO 7.5 LF 7</p>	<p>6. Elektrochemische Indikation des Äquivalenzpunktes</p> <p>6.1. Potenziometrie</p> <ul style="list-style-type: none"> - Theoretische Grundlagen (Galvanische Elemente, Entstehung von Potenzialen, Normalpotenzial, Spannungsreihe, Konzentrationsabhängigkeit der Potenziale und Nernst-Gleichung) - verschiedene Einstabmessketten, Elektrodenaufbau (Bezugs- und Messelektrode), Kalibrierung, Steilheit der Elektrode, Messanordnung - Prinzip der Potenziometrie und Anwendungsbereiche - Titration in wässrigen / nichtwässrigen Medien - Graphische Auswertung der potentiometrischen Titration <p>Praxisbeispiele:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Bestimmung z.B. von HCl, NaOH, CH₃COOH mit Glaselektrode • Bestimmung von Ag⁺-Ionen mit Silber/Silberchloridelektrode • Bestimmung von Dissoziationskonstante • Stufentitration von Phosphorsäure • Durchführung einer Redoxtitration mit Platinelektrode (z.B. Oxalat-Ion, cerimetrisch) 	<p>Grundlagen der Neutralisations-, Fällungs- und Redoxtitration wiederholen und festigen.</p> <p>Vorteile der Potenziometrie im Vergleich zur visuellen Indikation benennen.</p> <p>Elektrode kalibrieren und Steilheit bestimmen.</p> <p>Titrationen mit unterschiedlichen Elektroden durchführen.</p> <p>Verschiedene Möglichkeiten zur Bestimmung des Äquivalenzpunktes kennen lernen.</p> <p>Titrationenkurven interpretieren und auswerten.</p>

Rahmenpläne	Pflichtqualifikation „Maßanalyse“ Inhalte	Didaktisch-methodische Hinweise
<p>AO 7.5 LF 7</p>	<p>6.2. Konduktometrie</p> <ul style="list-style-type: none"> - Theoretische Grundlagen (Elektrolyte, Leitfähigkeit und elektrischer Widerstand, spezifische Leitfähigkeit, Zellkonstante, Einfluss Temperatur und Konzentration auf Leitfähigkeit) - Prinzip der Konduktometrie und Anwendungsbereiche, - Aufbau Leitfähigkeitsmesszelle und Konduktometer - Graphische Auswertung der konduktometrischen Titration 	<p>Elektrische Grundlagen aus der Schule wiederholen.</p> <p>Besonderheiten von Leitfähigkeitsmessungen herausarbeiten und einzuhaltende Bedingungen festlegen.</p> <p>Verschiedene konduktometrische Titrations durchföhren (starke Säure/starke Lauge, schwache Säure/starke Lauge, Ammoniumchlorid / starke Lauge, Natriumchlorid/Silbernitrat u.a.)</p> <p>Interpretation und Auswertung verschiedener Kurventypen konduktometrischer Titrations</p>
	<p>Praxisbeispiele:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Konduktometrische Bestimmung von z.B. HCl, NaOH, CH₃COOH • Bestimmung des Protolysegrades (Dissoziationsgrad) • Vergleich verschiedener Methoden der Äquivalenzpunktbestimmung 	