



SACHSEN-ANHALT

Kultusministerium

SCHRIFTLICHE ABITURPRÜFUNG 2005

Chemie
(Grundkursniveau)

Einlesezeit: 30 Minuten
Bearbeitungszeit: 210 Minuten

Der Prüfling wählt je ein Thema aus den Gebieten **G** (Grundlagen) und **V** (Vertiefung) zur Bearbeitung aus.

Die zwei zur Bewertung vorgesehenen Themen sind vom Prüfling anzukreuzen.

Thema G 1:	Iodiertes Speisesalz	<input type="checkbox"/>
Thema G 2:	Säure-Base-Reaktion	<input type="checkbox"/>
Thema V 1:	Ascorbinsäure	<input type="checkbox"/>
Thema V 2:	Lösungs- und Fällungsgleichgewichte	<input type="checkbox"/>
Thema V 3:	Wanderung geladener Teilchen	<input type="checkbox"/>

Unterschrift des Prüflings:.....

Thema G 1: Iodiertes Speisesalz

Iod ist unentbehrlich für die normale Schilddrüsenfunktion. Ohne Iod können die Schilddrüsenhormone, die wiederum an zahlreichen lebenswichtigen Vorgängen im Stoffwechsel und bei der Kreislaufregulation beteiligt sind, nicht gebildet werden. Aber auch die Fruchtbarkeit von Frau und Mann, die Entwicklung des Kindes im Mutterleib und das seelische Befinden werden durch die Schilddrüsenaktivität beeinflusst. Triiodthyronin und Thyroxin sind Beispiele für Schilddrüsenhormone.

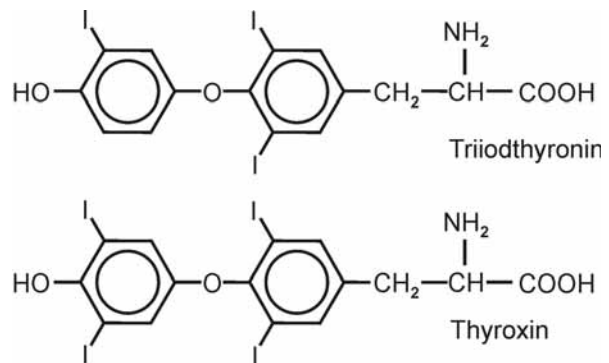


Abb. G 1.1: Schilddrüsenhormone

Pro Jahr werden in Deutschland 100000 Schilddrüsen operativ verkleinert oder entfernt. Die Behandlungskosten betragen eine Milliarde Euro. Trotz der weiten Verbreitung von Iodsalz nehmen die Deutschen nur 83 Mikrogramm Iod pro Tag auf. Optimal sind 100 bis 200 Mikrogramm. Die Iodaufnahme kann durch den Genuss von Kaltwasserfisch, Milchprodukten und Iodsalz erhöht werden.

Speisesalz enthält überwiegend Natriumchlorid. Zur Verbesserung der Lager- und Rieselfähigkeit werden insgesamt bis zu 2 Prozent Zuschlagstoffe (z. B. Calcium- und Magnesiumcarbonat, Calciumsulfat) zugesetzt. Entgegen der landläufigen Meinung liegt Iod im Speisesalz nicht in Form von Iodid-, sondern in Form von Iodat-Ionen (IO_3^-) vor.

Dafür gibt es folgende Erklärung:

Der Magen des Menschen enthält Salzsäure (Chlorwasserstoffsäure) der Konzentration $c \approx 0,1 \text{ mol/L}$. Würde Kaliumiodid im Speisesalz verwendet werden, so würde es mit der Salzsäure zu farblosem und gasförmigem Iodwasserstoff reagieren. Dieser ist jedoch nicht stabil und zerfällt in einer folgenden Gleichgewichtsreaktion zu Wasserstoff und Iod. Das entstehende Iod kann die Magenwand schädigen oder mit anderen Stoffen reagieren und sich so der Resorption im Darm entziehen.

Iodat-Ionen reagieren nicht in dieser Weise mit Säuren und sind nicht giftig. Sie werden im Darm zu Iodid-Ionen reduziert, resorbiert und über das Blut zur Schilddrüse transportiert.

- Übernehmen Sie eine der gegebenen Strukturformeln. Kennzeichnen und benennen Sie vier typische Strukturmerkmale, die sich in der Strukturformel widerspiegeln. Begründen Sie die Zuordnung dieser Hormone zu den Ampholyten an einem der Beispiele.
- Erläutern Sie den Bau von Natriumchlorid und leiten Sie daraus drei Eigenschaften dieses Stoffes ab. Nennen Sie ein Verfahren, bei dem Steinsalz (NaCl) in der chemischen Industrie als Rohstoff verwendet wird und benennen Sie zwei der Endprodukte dieses Verfahrens.

3 Experiment

Lösen Sie in einem Volumen $V = 10 \text{ mL}$ Wasser die Masse $m = 2 \text{ g}$ iodiertes Speisesalz so weit wie möglich auf. Prüfen Sie den pH-Wert der Lösung. Säuern Sie mit 10 Tropfen verdünnter Schwefelsäure an, versetzen Sie die Lösung mit verdünnter Kaliumiodid-Lösung und geben Sie Stärke-Lösung dazu.

Werten Sie Ihre Beobachtungen unter Einbeziehung der chemischen Zeichensprache aus. Formulieren Sie unter anderem dazu auch die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Iodid-Ionen und Iodat-Ionen zu Iod-Molekülen. Ordnen Sie eine der Reaktionen einer Reaktionsart zu.

Bei der Versuchsdurchführung wird mit verdünnter Säure angesäuert.

Geben Sie einen Grund für das Ansäuern an.

Berechnen Sie die Konzentration an Oxonium-Ionen (Hydronium-Ionen) und Hydroxid-Ionen, wenn für eine Speisesalz-Lösung ein pH-Wert von 7,4 ermittelt worden ist.

- 4 Formulieren Sie jeweils die Reaktionsgleichung für:
- die Reaktion von festem Kaliumiodid mit Salzsäure und
 - den sich anschließenden Zerfall des Iodwasserstoffs.

Erläutern Sie am Beispiel der Folgereaktion b) das Wesen einer Redoxreaktion.

Thema G 2: Säure-Base-Reaktion

- 1 In einem Schülerpraktikum erhält eine Arbeitsgruppe vier Uhrglasschalen, auf denen sich die folgenden Bestandteile von Düngemitteln befinden: Kaliumchlorid (Kalisalz), Ammoniumsulfat (Ammonsulfat), Calciumoxid (Branntkalk) und Calciumcarbonat (Kalkstein).

Erstellen Sie einen Plan zur rationellen Identifizierung der vier Stoffe, beschreiben Sie die zu erwartenden Beobachtungen und werten Sie diese mithilfe der chemischen Zeichensprache aus.

Erläutern Sie an einem der Beispiele die Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED.

- 2 In einem Labor wurden gleiche Volumina Chlorwasserstoffsäure und Ethansäure mit der gleichen Masse an Magnesiumband versetzt und das entstehende Gas jeweils mit einem Kolbenprober aufgefangen. Die Säuren hatten zu Beginn eine Stoffmengenkonzentration von 0,2 mol/L.

Berechnen Sie die pH-Werte der beiden Säurelösungen zu Beginn der Reaktion. Vergleichen Sie die Reaktionen hinsichtlich der Reaktionsgeschwindigkeit und des gebildeten Endvolumens des Gases. Begründen Sie die Unterschiede auch durch Strukturbetrachtungen.

Treffen Sie Aussagen zum Verhalten von Propansäure bezüglich der genannten Reaktionen.

- 3 Einige Redoxreaktionen laufen nur im sauren oder alkalischen Milieu ab, da das Redoxpotenzial der beteiligten Redoxpaare stark vom pH-Wert der Lösung abhängig ist.

Entwickeln Sie die Redoxgleichungen für die Reaktionen von

- a) Wasserstoffperoxid mit einer angesäuerten Kaliumpermanganat-Lösung und
- b) Mangan(II)-sulfat mit einer alkalischen Kaliumpermanganat-Lösung bis zur Bildung des braunen Mangan(IV)-oxids.

Vergleichende Betrachtungen von Redox- und Säure-Base-Reaktionen ergeben viele Gemeinsamkeiten.

Zeigen Sie drei Analogien auf.

Thema V 1: Ascorbinsäure

Textmaterial

In der Lebensmittelindustrie wird Vitamin C häufig als Konservierungsmittel eingesetzt, da die Ascorbinsäure in wässriger Lösung sauer reagiert und antimikrobiell wirkt. In der Medizin wird Ascorbinsäure zur Behebung von Mangelerscheinungen, z. B. in Infusionslösungen eingesetzt. Diese Lösungen enthalten 300 mg bis 1000 mg Vitamin C (Ascorbinsäure) pro 5 mL-Ampulle. Ascorbinsäure ist in wässriger Lösung relativ empfindlich. Sie wird schon bei Anwesenheit von Spuren an Eisen- oder Kupfer-Ionen oxidiert. Sie ist ein Reduktionsmittel.

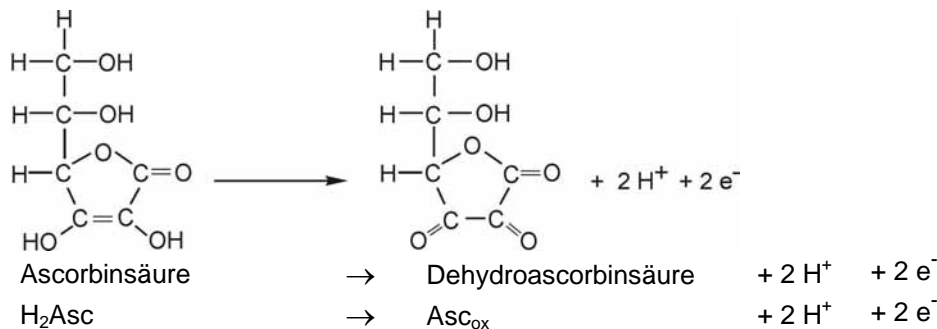


Abb. V 1.1: Oxidation der Ascorbinsäure

Zur Qualitätskontrolle von Infusionslösungen kann die Gehaltsbestimmung mit Cer(IV)-sulfat in phosphorsaurer Lösung durch potentiometrische Titration (Potentiometrie) erfolgen.

Die potentiometrische Titration basiert auf der Messung der Zellspannung (in Volt) einer galvanischen Zelle mithilfe einer Mess- und einer Bezugelektrode. Somit ist die gemessene Zellspannung ein Maß für die Ionenkonzentration. Da der Äquivalenzpunkt der Titration nicht sofort erkennbar ist, wird Maßlösung im Überschuss zugesetzt. Die Auswertung des Spannung-Volumen-Diagramms erfolgt analog der Auswertung eines pH-Volumen-Diagramms einer gewöhnlichen Säure-Base-Titration.

Als Maßlösung soll eine angesäuerte Cer(IV)-Ionen-Lösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$ benutzt werden. In ein Becherglas werden 100 mL destilliertes Wasser, 1 mL Infusionslösung und 20 mL Phosphorsäure gegeben. Unter Einsatz von Elektroden und einem Voltmeter wird die Probelösung im Becherglas in kleinen Volumenschritten mit Maßlösung versetzt.

Die Tabelle V 1.1 „Titration der Ascorbinsäure mit Ce^{4+} -Ionen“ stellt die erhaltenen Messwerte dar.

V Maßlösung in mL	U in V	V Maßlösung in mL	U in V	V Maßlösung in mL	U in V
0	0,582	5,5	0,590	11	0,626
1	0,582	6	0,592	11,5	0,633
2	0,582	6,5	0,594	12	0,654
2,5	0,583	7	0,595	12,5	1,000
3	0,585	7,5	0,598	13	1,155
3,5	0,586	8	0,600	13,5	1,170
4	0,587	9	0,607	14	1,174
4,5	0,588	10	0,614	14,5	1,180
5	0,590	10,5	0,620	15	1,184

Tab. V 1.1: Titration der Ascorbinsäure mit Ce^{4+} -Ionen

Bearbeiten Sie unter Zuhilfenahme des vorgegebenen Textmaterials folgende Aufgabenstellungen:

- Begründen Sie den festen Aggregatzustand der Ascorbinsäure.
- Begründen Sie den Haushaltstipp: „Das Beträufeln der Schnittflächen von frisch aufgeschnittenen Äpfeln mit Zitronensaft verhindert eine unansehnliche Bräunung, die auf einer Oxidation beruht!“
- Entwickeln Sie für die beschriebene Reaktion der Ascorbinsäure mit Ce(IV)-Ionen die Teilgleichungen und die Gesamtgleichung.
- Stellen Sie die Titrationskurve grafisch dar und begründen Sie, dass der Äquivalenzpunkt bei einem Volumen $V(\text{Maßlösung}) = 12,3 \text{ mL}$ zu finden ist.
- Überprüfen Sie, ob die im Text beschriebene Infusionslösung einen Gehalt von 500 mg Ascorbinsäure pro 5 mL Lösung enthält.
- Bei der Herstellung von Infusionslösungen wird Ascorbinsäure im Überschuss von ca. 10 % zugesetzt.
Begründen Sie diese Maßnahme.

ANHANG

$$E^0(\text{H}_2\text{Asc}/\text{Asc}_{\text{ox}}) = 0,06 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Ce}^{3+}/\text{Ce}^{4+}) = 1,61 \text{ V}$$

Thema V 2: Lösungs- und Fällungsgleichgewichte

Kalium ist ein für alle Pflanzen unentbehrlicher Nährstoff. Es kommt in Ionenform in nahezu allen Pflanzenteilen in größeren Mengen vor. Es fördert unter anderem den Quellungsstatus des Plasmas und aktiviert verschiedene Enzymsysteme der Pflanze. Jahr für Jahr werden dem Boden großen Mengen an Kalisalzen entzogen. Diese müssen ihm durch Düngung wieder zugeführt werden. Ein wichtiger Rohstoff für die Produktion von Kalidüngern ist zum Beispiel das Sylvinit, welches aus Steinsalz (NaCl) und Sylvit (KCl) besteht und im Folgenden als Rohsalz bezeichnet wird. Auf dem Gebiet der heutigen Bundesrepublik Deutschland herrschten vor über 240 Millionen Jahren besonders günstige geografische und klimatische Bedingungen für die Entstehung großer Salzlagerstätten. Damals bedeckten große flache, vom offenen Ozean abgetrennte Meere, weite Gebiete im heutigen Sachsen-Anhalt und Thüringen, insbesondere im Südharz- und im Werragebiet, in Niedersachsen und in Hessen.

Das vorherrschende trockene und heiße Klima begünstigte das Ausscheiden der im Meerwasser gelösten Carbonate, wie Calciumcarbonat (Kalk) und Magnesiumcarbonat, solcher Sulfate, wie Calciumsulfat (Gips) sowie die Bildung kilometerdicker Schichten der Chloride des Natriums und des Kaliums und deren Ablagerung am Meeresboden nach dem Prinzip der fraktionierenden Kristallisation.

Der Abbau der mächtigen Rohsalzschichten liefert heute den Grundstoff für die Gewinnung von Kalidüngern für die Landwirtschaft.

Ein wichtiges Verfahren zur Gewinnung von Kalidüngern ist das Löseverfahren.

- 1 Geben Sie eine begründete Reihenfolge an, nach der die Ablagerung aller genannten Salze erfolgte.
- 2 Die folgende Tabelle enthält Angaben zum Löseverhalten von Kaliumchlorid und von Natriumchlorid in Wasser.

Temperatur in °C	Masse Kaliumchlorid in 100 g Wasser	Masse Natriumchlorid in 100 g Wasser
0	28,1	35,6
10	31,4	35,7
20	34,4	35,9
40	40,2	36,4
60	45,6	37,1
80	50,6	38,1
100	56,0	39,2
120	60,4	39,8

Stellen Sie den Zusammenhang zwischen der Temperatur und der Löslichkeit der genannten Salze grafisch dar und interpretieren Sie.

- 3 Beschreiben Sie das Verfahren zur Rohsalzauftrennung unter Nutzung der Abbildung V 2.1 „Verfahrensschema der Rohsalzauftrennung“. Erläutern Sie die Grundlagen dieses Verfahrens unter Nutzung der Abbildung V 2.2 „Löslichkeitssystem KCl-NaCl-H₂O“.

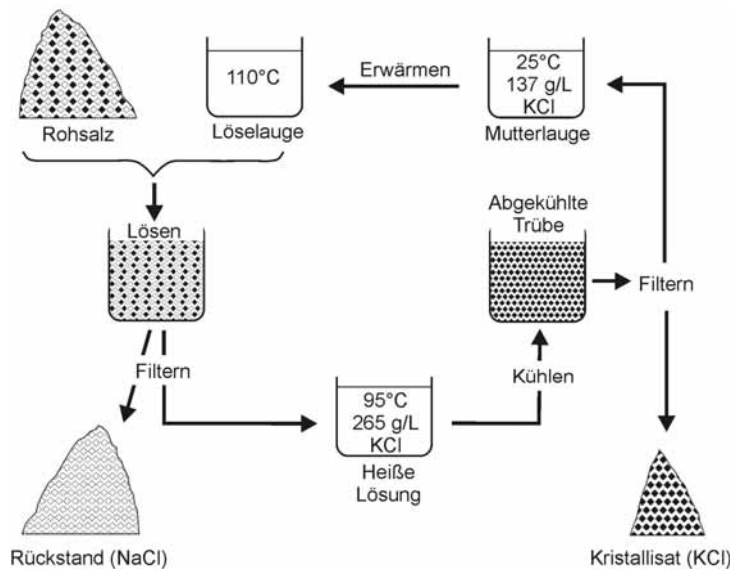


Abb. V 2.1: Verfahrensschema der Rohsalzaufreinigung

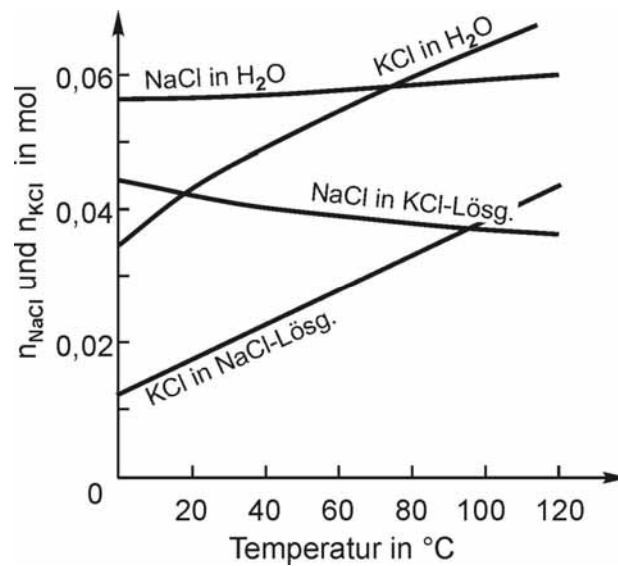
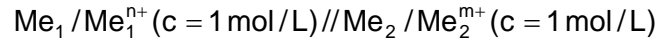


Abb. V 2.2: Löslichkeitssystem KCl-NaCl-H₂O

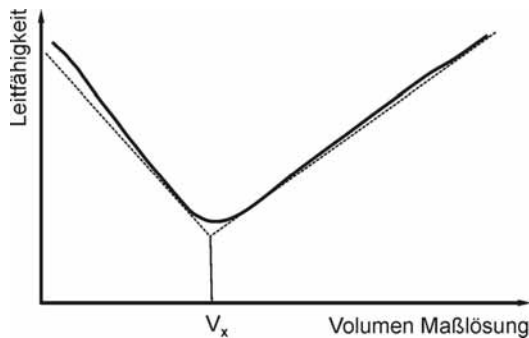
Thema V 3: Wanderung geladener Teilchen

- 1 Erläutern Sie unter Einbeziehung einer beschrifteten Skizze die Wirkungsweise eines galvanischen Elementes der folgenden Art:



[Me: Metall; $E^0(\text{Me}_1 / \text{Me}_1^{n+}) > E^0(\text{Me}_2 / \text{Me}_2^{m+})$]

- 2 Die konduktometrische Titration ist ein maßanalytisches Verfahren, bei dem die Leitfähigkeitsänderung während der Titration gemessen wird und zur Indikation des Äquivalenzpunktes dient. Jede Ionenart wandert in einer Lösung mit einer für sie charakteristischen Geschwindigkeit. Je größer die Beweglichkeit der Ionen ist, desto größer ist die elektrische Leitfähigkeit einer Lösung. Das folgende Diagramm zeigt eine Titrationskurve der Neutralisation von Chlorwasserstoffsäure (Analyselösung) mit Natriumhydroxid-Lösung (Maßlösung) und die Ermittlung des verbrauchten Volumens (V_x) an Natriumhydroxid-Lösung durch Extrapolation der Kurvenäste.



Ion	relative Ionenbeweglichkeit
H_3O^+	1,00
OH^-	0,56
Na^+	0,14
Cl^-	0,22

Tab. V 3.1: Relative Ionenbeweglichkeiten

Abb. V 3.1: Konduktometrische Titrationskurve

- 2.1 Beschreiben und begründen Sie den Verlauf der Titrationskurve unter Einbeziehung der Tabelle V 3.1 „Relative Ionenbeweglichkeiten“.
- 2.2 Berechnen Sie die Masse an Chlorwasserstoff in der Analyselösung, die mit 10 mL der Natriumhydroxid-Lösung ($c = 0,5 \text{ mol/L}$) neutralisiert wurde.