

Praktikumsskript zur Allgemeinen und Anorganischen Chemie für Biologen

26. März 2018 - 06. April 2018



Ludwig-Maximilian-Universität

Department Chemie und Biochemie

Arbeitskreis Prof. Bein

Montag 26.03.2018

1. Sicherheitshinweise

Den Anweisungen des Assistenten ist stets Folge zu leisten. An dieser Stelle sollen ausschließlich die drei wichtigsten Regeln festgehalten werden:

- Chemische Laboratorien dürfen nur mit Schutzbrille und Laborkittel betreten werden. Insbesondere die Augen sind durch Chemikalien stark gefährdet. Dies kann zu dauerhaften und schweren Sehschäden führen!
- Essen, Trinken und Rauchen sind im Labor strikt untersagt. Da Nahrungsmittel (dazu zählt auch Kaugummi) Chemikalien resorbieren können, kann der Genuss von Nahrungsmitteln leicht zu Vergiftungen führen! Rauchen ist wegen der Brandgefahr im gesamten Gebäude verboten!
- Es ist stets darauf zu achten geschlossene Schuhe und lange Hosen zu tragen um z.B. Verletzungen durch korrosive oder heiße Flüssigkeiten zu minimieren. Lange Haare müssen zusammengebunden werden.

2. Geräte

Sie erhalten eine umfassende Ausrüstung an Glas- und Laborgeräten. Behandeln Sie diese in Ihrem eigenen Interesse pfleglich, da Sie für die entstehenden Kosten bei Beschädigungen aufkommen müssen. Die Ausrüstung wird im Praktikum vom Assistenten gezeigt und erklärt.

3. Vorbereitung für folgende Versuche

Am dritten und vierten Tag des Praktikums werden die Konzentrationen einer Natronlauge und Essigsäure durch Titration bestimmt. Dafür muss **vorher** ein beschrifteter Maßkolben mit Deckel abgegeben werden, in dem sich dann die später zu titrierenden Lösungen

Die Beschriftung der Kolben erfolgt nach folgendem Schema:

<Name>

<Saal>

<Platznummer>

<„Essigsäure“ oder „Natronlauge“>

4. Erwartungshorizont

- Allgemeine Reaktionsgleichungen aufstellen
- Stöchiometrie
- Struktur-/Lewisformeln zeichnen können
- Dichte/ Mol/ gew.%/ Masse / Volumen berechnen
- Ausbeute berechnen
- Chemisches-/Physikalisches Grundwissen
- Oktettregel

Übungsaufgaben:

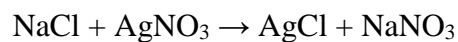
- a) Berechnen Sie die Größen Masse (m), Volumen (V), Stoffmenge (n) und Teilchenzahl (N) für folgende Stoffportionen:

17 g Chlorgas ($V_m = 22,4 \text{ mol/L}$)

1 Liter Wasser bei 20 °C (Dichte $\rho = 0,9982 \text{ g/cm}^3$)

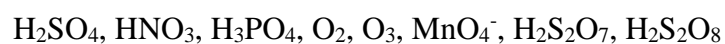
0,3 mol Kaliumnitrat (Dichte $\rho = 2,109 \text{ g/cm}^3$ bei 20 °C)

- b) Gegeben ist folgende Reaktionsgleichung:



Wie viel Gramm AgCl werden durch 1 g NaCl und 116 g AgNO₃ produziert?

- c) Zeichnen Sie die Strukturformeln der folgenden Moleküle. Machen Sie sich dabei auch Gedanken über die räumliche Anordnung der Atome und Elektronen (VSEPR).



Dienstag 27.03.2018

1. Theorie

1.1. Puffersysteme im menschlichen Organismus

Puffersysteme spielen auch im menschlichen Körper eine wichtige Rolle. Der Bicarbonat-Puffer ($\text{HCO}_3^-/\text{CO}_2$) schützt zum Beispiel das Magenepithel als letzte Barriere unter einer Schleimschicht vor der Selbstverdauung durch die Magensäure. Der Phosphat-Puffer findet seine Bedeutung primär bei der physiologischen Pufferung im intrazellulären Raum und trägt dort zu einem ausgewogenen pH-Wert zwischen pH 6.8 und pH 7.2 bei.

1.2. Puffer

Puffer bestehen aus einer Mischung des Salzes einer schwachen Säure und der schwachen Säure oder aus dem Salz einer schwachen Base und der schwachen Base. Häufig verwendete Puffersysteme sind Gemische aus Essigsäure und Natriumacetat ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{NaCH}_3\text{COO}$), die im Sauren puffern, oder Gemische aus Ammoniak und Ammoniumchlorid ($\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$), die im Basischen puffern. Puffer reagieren nur wenig auf Störungen in Form von Zugabe von Säure oder Base, d.h. der pH-Wert eines Puffers bleibt praktisch konstant, auch wenn etwas Säure oder Base hinzugegeben wird.

2. Praxis

Chemikalien:

Ammoniak (versch. Konz.); NH_3

Natronlauge (versch. Konz.); NaOH

Salzsäure (versch. Konz.); HCl

Essigsäure (versch. Konz.); CH_3COOH

Ammoniumchlorid; NH_4Cl

Natriumacetat; NaCH_3COO

Ammoniumnitrat; NH_4NO_3

Kaliumchlorid; KCl

Natriumchlorid; NaCl

Methylorange

Phenolphthalein

Schwefelsäure (verdünnt); H_2SO_4

2.1. pH-Werte von Säuren und Basen

Bestimmen Sie mit Hilfe von Universalindikatorpapier den pH-Wert von Ammoniak-Lösung (6 M), Ammoniak-Lösung (1 M), Natronlauge (1 M), Natronlauge (0,1 M), Salzsäure (0,01 M) und Essigsäure (0,01 M).

2.2. pH-Werte von Salzlösungen

Stellen sie jeweils 10 ml 1 molare wässrige Lösungen von Ammoniumchlorid (NH_4Cl), Natriumacetat (NaCH_3COO), Ammoniumnitrat (NH_4NO_3) und Kaliumchlorid (KCl) her. Bestimmen Sie mit Universalindikatorpapier den pH-Wert der Lösungen. Fällt Ihnen bei der Herstellung der Lösungen etwas auf? Können Sie eine Erklärung dafür finden, warum die Lösungen unterschiedliche pH-Werte besitzen? Welchen pH-Wert besitzt demnach eine Kochsalz-Lösung (NaCl)?

2.3. Pufferwirkung

a) Befüllen Sie vier große Reagenzgläser jeweils bis zur Hälfte mit

- Wasser und 4 Tropfen Methylorange-Lösung,
- Wasser und 4 Tropfen Phenolphthalein-Lösung,
- einem 2:1-Gemisch aus 1 molarer Essigsäure (CH_3COOH) und 1 molarer Natronlauge (NaOH) und 4 Tropfen Methylorange-Lösung,
- einem 2:1-Gemisch aus 1 molarer Essigsäure (CH_3COOH) und 1 molarer Natronlauge (NaOH) und 4 Tropfen Phenolphthalein-Lösung.

Versetzen Sie nun die Lösungen 1 und 3 tropfenweise unter ständigem Schütteln mit verdünnter Schwefelsäure (H_2SO_4), die Lösungen 2 und 4 mit Natronlauge (NaOH) bis zum Farbumschlag. Notieren Sie sich das geschätzte Volumenverhältnis an verbrauchter Schwefelsäure bzw. Natronlauge.

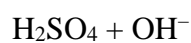
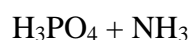
b) In einem kleinen Becherglas werden 5 ml Wasser mit 2 Tropfen Phenolphthalein-Lösung und anschließend mit 2 – 3 Tropfen verdünnter Ammoniak-Lösung (NH_3) versetzt. Nun werden tropfenweise 3 – 5 ml gesättigte Ammoniumchlorid-Lösung (NH_4Cl) zugegeben und die Mischung auf 2 Reagenzgläser verteilt. Ein Teil wird tropfenweise mit verdünnter Natronlauge (NaOH) versetzt. Zu dem zweiten Teil wird zunächst verdünnte Ammoniaklösung (NH_3) gegeben, bis eine Rotfärbung des Indikators zu bemerken ist. Hierauf gibt man verdünnte Salzsäure (HCl). Was beobachten Sie bei den beiden Lösungen? Wie lässt sich dieses Verhalten erklären?

3. Erwartungshorizont

- Säure/Base-Theorie
- Was ist eine Säure, was ist eine Base?
- Was bedeutet pH?
- pH Berechnung für starke/schwache Säuren/Basen
- Was bedeutet Säurestärke und der pKs-Wert?
- Zusammensetzung von Puffern
- Wie funktionieren Indikatoren?
- Chemische Bindungen
- Säure/Base Amphotere
- Autoprotolyse

Übungsaufgaben:

- Perchlorsäure (HClO_4) ist eine sehr starke Säure. Berechnen Sie den pH-Wert einer wässrigen Lösung mit $c_0(\text{HClO}_4) = 0,3 \text{ mol/L}$
- Berechnen Sie den pH-Wert einer Lösung von Natriumhydroxid (NaOH) in Wasser mit $c_0(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol/L}$
- 100 mL Speiseessig enthalten 5 g Essigsäure ($M = 60 \text{ g/mol}$, $\text{pKs} = 4,76$). Berechnen Sie den pH-Wert von Speiseessig.
- Formulieren Sie für die angegebenen Teilchen jeweils eine Säure-Base-Reaktion in wässriger Lösung. Darüber hinaus formulieren Sie für alle angegebenen Teilchen das korrespondierende Säure-Base-Paar:



Mittwoch 28.03.2018

1. Theorie

1.1. Die Wirkung von Säuren im menschlichen Organismus

Salzsäure ist im Vergleich zu Essigsäure eine sehr starke Säure ($pK_S = -7$). Dennoch kommt sie im menschlichen Körper vor. Eine ihrer Hauptaufgaben besteht in der Abtötung von Mikroorganismen, die mit der Nahrung in den Magen-Darm-Trakt gelangen. Aber nicht nur der pK_S -Wert einer Säure sagt etwas über ihr Gefahrenpotential aus. Fluorwasserstoffsäure besitzt nur einen pK_S von 3,19 und zählt damit zu den schwachen Säuren. Dennoch kann Sie auf Grund ihrer Fähigkeit, Calciumionen irreversibel als CaF_2 zu binden, schwere Schäden verursachen oder sogar zum Tode führen. Dies beruht auf einer Blockade der Muskelaktivierung (Skelett-/Herzmuskulatur), für die das Calciumion unter anderem zuständig ist.

1.2. Starke und schwache Säuren/Basen

Säuren, die in Wasser vollständig dissoziiert vorliegen, bezeichnet man als starke Säuren. So ist z.B. Salzsäure (HCl) eine starke Säure. Stellt man eine 1 molare Salzsäure-Lösung her, so enthält ein Liter dieser Lösung ein Mol Chloridionen und ein Mol Wasserstoffionen. Die in der Natur häufig vorkommende Essigsäure (CH_3COOH) ist dagegen eine schwache Säure. D.h., die Mehrzahl der Essigsäuremoleküle gibt in einer 1 molaren Lösung ihr Proton nicht ab. Eine 1 molare Essigsäurelösung enthält einen winzigen Teil H^+ -Ionen und einen gleich großen Teil Acetat-Ionen. Der Großteil der Essigsäuremoleküle liegt also undissoziiert vor.

2. Praxis

Chemikalien:

Natronlauge (unbekannte Konz.); NaOH

Salzsäure (0,1 M); HCl

Phenolphthalein

2.1. Säure-Base Titration

Titrieren sie die ausgegebene Natronlauge-Lösung (NaOH) unbekannter Konzentration mit einer 0,1 molaren Salzsäure-Maßlösung (HCl). Hierzu muß der ausgegebene Messkolben bis zum Eichstrich mit dest. Wasser aufgefüllt werden (Meniskus beachten!) und danach gut geschüttelt werden. Entnehmen Sie mit einer Vollpipette 25 ml der Natronlauge, überführen Sie diese in einen Erlenmeyerkolben und geben Sie einige Tropfen Phenolphthalein-Lösung hinzu. Füllen Sie den Erlenmeyerkolben auf ca. 100 ml mit dest. Wasser auf. Titrieren sie mit der Maßlösung aus der Bürette bis zum Farbumschlag. Führen Sie die Titration mindestens dreimal durch. Falls Sie stark voneinander abweichende Werte notieren, muss die Bestimmung nochmals durchgeführt werden. Bilden Sie den Mittelwert der benötigten Volumina an Salzsäure und berechnen Sie daraus die Masse an NaOH, welche zu Beginn in Ihrem Messkolben war.

3. Erwartungshorizont

- Wie funktioniert eine Titration?
- Wie liest man die Skala an der Bürette richtig ab?
- Warum wird ein Indikator bei der Titration verwendet?
- Gleichgewichtskonstante
- Massenwirkungsgesetz
- Mehrprotonige Säuren

Übungsaufgaben:

Zur Bestimmung der Atmungsintensität wird die Menge des Kohlenstoffdioxids, das ein Versuchstier in einem bestimmten Zeitintervall ausatmet, in 200,0 ml Natronlauge der Konzentration $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$ aufgefangen.

Dabei findet eine vollständige Umsetzung des Kohlenstoffdioxids zu Carbonat statt. Durch Zugabe von Bariumchlorid werden die Carbonat-Ionen quantitativ gefällt. Die verbleibende Menge Natronlauge titriert man mit Essigsäure-Lösung der Konzentration $c(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/l}$. Bis zum Äquivalenzpunkt werden 25,0 ml dieser Lösung verbraucht. Erstellen Sie die Gleichungen für alle beschriebenen Reaktionen und berechnen Sie die Stoffmenge Kohlenstoffdioxid, die das Versuchstier ausgeatmet hat!

Donnerstag 29.03.2018

1. Theorie

1.1. Die Titrationskurve

Titrationen illustrieren, wie sich der pH-Wert im Verlauf einer Titration ändert. Für die Titration einer schwachen Säure (z.B. Essigsäure) mit einer starken Base (z.B. NaOH) zeigt die Titrationskurve folgende Charakteristika. Nach Zugabe der Hälfte der zur Neutralisation erforderlichen Base ist ein Wendepunkt in der Titrationskurve zu erkennen. Dort gilt: $\text{pH} = \text{p}K_s$. In diesem Zustand sind ebensoviele undissoziierte Essigsäuremoleküle in Lösung vorhanden wie Acetationen ($[\text{HA}] = [\text{A}^-]$). Diesen Bereich nennt man Pufferbereich. Aus der Kurve ist ersichtlich, dass relativ große Mengen Säurezugabe nur eine geringfügige Änderung des pH-Wertes zur Folge hat. Die Zusammenhänge der Pufferwirkung mit der Konzentration der beteiligten Partner werden mit der Henderson-Hasselbach'schen Gleichung beschrieben.

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log_{10} \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Erst in der Nähe des Äquivalenzpunktes steigt der pH-Wert wiederum schlagartig an. Durch eine weitere Zugabe der NaOH über den Äquivalenzpunktes hinaus steigt der pH-Wert ebenfalls weiter an.

2. Praxis

Chemikalien:

Essigsäure (unbekannte Konz.); CH_3COOH

Natronlauge (0,1 M); NaOH

2.1. Die Titrationskurve

Titrieren sie die ausgegebene Essigsäure-Lösung (CH_3COOH) unbekannter Konzentration mit einer 0,1 molaren Natronlauge-Maßlösung (NaOH). Hierzu muß der ausgegebene Messkolben bis zum Eichstrich mit dest. Wasser aufgefüllt werden (Meniskus beachten!) und danach gut geschüttelt werden. Entnehmen Sie mit einer Vollpipette 25 ml der Essigsäure und überführen Sie diese in einen Erlenmeyerkolben. Füllen Sie den Erlenmeyerkolben auf ca. 100 ml mit dest. Wasser auf. Geben sie je 1 ml Maßlösung aus der Bürette hinzu und bestimmen sie nach jeder Zugabe den pH-Wert der Lösung mit Hilfe von Universalindikatorpapier. Zeichnen Sie die Titrationskurve und bestimmen Sie den Äquivalenzpunkt. Markieren Sie auch die Pufferzone, den Pufferpunkt sowie Anfangs- und Endpunkt. Berechnen Sie die Masse an Essigsäure, welche zu Beginn in Ihrem Messkolben war. Bestimmen Sie den pK_S -Wert der Essigsäure.

3. Erwartungshorizont

- Was zeigt eine Titrationskurve?
- Was ist der Äquivalenzpunkt?
- Wo ist in einer Titrationskurve der Pufferbereich?
- Wo ist in einer Titrationskurve der Äquivalenzpunkt?
- Wo ist in einer Titrationskurve der pKs abzulesen?

Übungsaufgaben:

- a) Eine Pufferlösung enthält die Pufferkomponenten des Acetat-Puffers im Stoffmengenverhältnis 1:1. Durch Basenzusatz soll die Stoffmenge n der Puffersäure um 10% verringert werden. [$pK_s(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$] Berechnen Sie den ursprünglichen und den neuen pH-Wert der Lösung.
- b) Regen zeigt einen pH-Wert von 5,6. In einigen Gegenden Deutschlands wurde ein pH-Wert bis zu 3,6 ("saurer Regen") gemessen. a) Begründen Sie kurz, weshalb auch unbelasteter Regen einen pH-Wert kleiner als 7 zeigt. b) Berechnen Sie, um welchen Faktor die Oxoniumionenkonzentration beim sauren Regen gegenüber dem "normalen" Regen zugenommen hat.

Dienstag 03.04.2018

1. Theorie

1.1. Komplexverbindungen in der Biologie

Komplexierte Metallkationen sind essentielle Moleküle für die Photosynthese (Chlorophyll: Mg), die menschliche Atmung (Hämoglobin: Fe) und den Vitaminhaushalt (Vitamin B₁₂ : Co). Auch in vielen Enzymen sind Kationen wie Eisen, Mangan oder Kupfer zu finden. Häufig dienen Sie als Redoxzentren (Manganperoxidase) oder als Cofaktoren.

1.2. Komplexchemie

Komplexe sind Verbindungen, die direkt an ein Zentralatom oder -ion eine bestimmte Anzahl von Liganden (Ionen oder Moleküle) gebunden haben. Die Anzahl der gebundenen Liganden in einem Komplex stellt eine charakteristische Zahl dar, die Koordinationszahl genannt wird und Werte von 2 - 9 annehmen kann. Besonders häufig sind die Koordinationszahlen 4 und 6 (Tetraeder, tetragonale Pyramide und Oktaeder). Da die Liganden grundsätzlich Atome mit freien Elektronenpaaren enthalten, über die die Bindung zum Zentralatom stattfindet, das Zentralatom andererseits unbesetzte Orbitale hat, kann man die Komplexbildung als Säure-Base-Reaktion nach Lewis auffassen. Komplexe sind in Lösung und auch im festen Zustand weit verbreitet. So liegen praktisch alle einfachen Metallionen in wässriger Lösung als Aquakomplexe vor, wie z.B. das blaue Kupfersulfat $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. Wasserfreies Kupfersulfat (CuSO_4) ist farblos.

Besonders stabile Komplexe sind die sog. Chelatkomplexe. Allgemein werden Komplexe, in denen ein Molekül oder Metallion an zwei oder mehr Koordinationsstellen mit einem mehrzähligen Liganden koordiniert ist, als Chelatkomplexe bezeichnet. Als Beispiele für Chelatliganden lassen sich Ethylendiamin, Diacetyldioxim oder Glycin anführen.

2.3. Chlorokomplexe

Beschriften Sie je ein kleines Becherglas mit Co^{2+} und Cu^{2+} , geben Sie in jedes dann 10 Tropfen Wasser und 10 Tropfen einer 0,1 molaren Lösung des entsprechenden Metallsalzes $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ oder $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Notieren Sie die Art und Farbe der vorliegenden Metallspezies. Geben Sie nun **unter dem Abzug** zu jeder der beiden Lösungen nacheinander 4 mal 10 Tropfen konzentrierte Salzsäure (HCl) und schütteln Sie nach jeder Zugabe. Notieren Sie nach jeder merklichen Änderung Art und Farbe der neugebildeten Spezies sowie die benötigte Menge an Salzsäure.

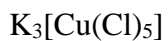
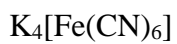
Fügen Sie nun je 3 ml Wasser hinzu und schütteln Sie. Welche Teilchen liegen jetzt vor?

3. Erwartungshorizont

- Was zeichnet einen Komplex aus?
- Aquakomplexe
- Chelatkomplexe
- Vorkommen von Komplexen in der Natur
- Komplex-nomenklatur
- EDTA
- Ligandenfeldtheorie für Oktaeder/Tetraeder
- Farbigkeit von Komplexen
- Magnetismus von Komplexen

Übungsaufgaben:

a) Geben Sie einen Namen für folgende Komplexe an:



b) Welche Strukturen besitzen Komplexe mit den Koordinationszahlen 4,5, und 6 typischerweise?

c) Zeichnen Sie EDTA.

Mittwoch 04.04.2018

1. Theorie

1.1. Zellatmung - ein Redoxprozess

Zellatmung und Gärung sind energieliefernde Stoffwechselwege. Der effizienteste Reaktionsweg zur Energiegewinnung ist die Zellatmung, bei der mit Hilfe von Sauerstoff Zucker zu Kohlendioxid oxidiert wird (Glycolyse). Hierbei wird Energie in Form von Elektronen frei. Der Zucker ist das Reduktionsmittel und der Sauerstoff das Oxidationsmittel.



Die bei der Zellatmung gewonnene Energie wird zur Produktion von ATP verwendet. Dies treibt die meisten Aktivitäten der Zelle an.

1.2. Redoxreaktionen

Redoxreaktionen sind Reaktionen, bei denen Elektronen zwischen den Reaktionspartnern ausgetauscht werden. Für die Vorhersage von Reaktionsverläufen ist es wichtig, das Bestreben eines Stoffes, Elektronen aufzunehmen oder abzugeben, zu kennen. Einen ersten Eindruck dieses Bestrebens liefert die Spannungsreihe. Hier sind die Elemente nach ihrem Oxidationsvermögen geordnet. Je höher die Reduktionswirkung eines Elementes ist, d.h. je leichter es selber oxidiert wird, desto höher steht es in der Spannungsreihe. Das Metall Natrium besitzt ein sehr hohes Bestreben ein Elektron abzugeben. Dieses ist so hoch, dass man Natrium in der Natur nur in Form von Salzen findet. Im Gegensatz dazu kommen Edelmetalle wie Gold oder Platin in der Natur fast nur gediegen vor. Eine Redoxreaktion findet nun statt, wenn einer der Reaktionspartner ein höheres Bestreben hat Elektronen abzugeben bzw. aufzunehmen. Bringt man z.B. das unedle Metall Zink in eine Kupfersalzlösung, so findet eine Reaktion statt. Die Kupferionen werden reduziert und scheiden sich als metallisches Kupfer ab. Die hierfür benötigten Elektronen stammen vom Zink, das hierdurch oxidiert wird und in Lösung geht.

2. Praxis

Kaliumpermanganat; KMnO_4

Natriumsulfit; NaSO_3

Kaliumiodid; KI

Chlorwasser; Cl_2

Salpetersäure; HNO_3

Zinkgranalie; Zn

Salzsäure (konz.); HCl

Eisennagel; Fe

Kupfersulfat; CuSO_4

Zinngranalien; Sn

Eisensulfat; FeSO_4

Kupferspäne; Cu

Silbernitrat; AgNO_3

Kochsalz; NaCl

2.1. Klassische Reduktions- und Oxidationsmittel

An folgenden Reaktionen sollen Sie das Verhalten von klassischen Reduktions- und Oxidationsreagenzien studieren.

- Eine Spatelspitze Kaliumpermanganat (KMnO_4) wird auf der Tüpfelplatte in wenig dest. Wasser gelöst. Die Lösung wird tropfenweise mit einer Lösung von Natriumsulfit (NaSO_3) versetzt. Was beobachten Sie und wie lässt sich die Farbänderung erklären?
- Eine Spatelspitze Kaliumiodid (KI) wird auf der Tüpfelplatte in wenig dest. Wasser gelöst. Die Lösung wird nun **unter dem Abzug** tropfenweise mit Chlorwasser versetzt. Was beobachten Sie und woher stammt die auftretende Farbänderung?
- In einem Reagenzglas werden 1 – 2 ml konzentrierte Salpetersäure (HNO_3) vorgelegt. Man gibt nun **unter dem Abzug** eine Zinkgranalie zu. Es entwickeln sich rasch und heftig rotbraune Dämpfe. Stoppen Sie die Reaktion, indem Sie den Inhalt des Reagenzglases in ein Becherglas mit 50 ml Wasser gießen. Erklären Sie das Phänomen der Gasentstehung.
- In einem Reagenzglas werden 1 – 2 ml konzentrierte Salzsäure (HCl) vorgelegt. Man gibt nun **unter dem Abzug** eine Zinkgranalie zu. Es entwickeln sich farblose Dämpfe. Erklären Sie die Gasentstehung.

2.2. Erstellen einer Spannungsreihe

In diesem Versuch sollen Sie anhand qualitativer Versuche eine Spannungsreihe aufstellen. Notieren Sie sich ihre Beobachtungen und erstellen Sie daraus die richtige Reihenfolge des Reduktionsvermögens.

- Geben sie einen Eisennagel (Fe) in ein Reagenzglas und geben Sie etwas Kupfersulfatlösung (CuSO_4) zu. Was beobachten Sie und wie erklären Sie dies?
- Legen Sie einige ml Kupfersulfatlösung (CuSO_4) in einem Reagenzglas vor und geben sie eine Zinngranalie (Sn) zu. Was beobachten Sie und wie erklären Sie dies?
- Legen Sie einige ml Eisen(II)sulfatlösung (FeSO_4) in einem Reagenzglas vor und geben sie eine Zinngranalie (Sn) zu. Was beobachten Sie und wie erklären Sie dies?
- Legen Sie einige ml Eisen(II)sulfatlösung (FeSO_4) in einem Reagenzglas vor. Geben Sie auf einem Uhrglas eine Zinkgranalie (Zn) in etwas konzentrierte Salzsäure (HCl). Nach Einsetzen der Gasentwicklung entfernen Sie die Granalie mit der Pinzette und spülen sie gut mit Wasser ab. Geben Sie nun die Granalie in das Reagenzglas. Was beobachten Sie und wie erklären Sie dies?
- Geben Sie ein paar Kupferspäne (Cu) in ein Reagenzglas und fügen Sie 1 – 2 ml Silbernitratlösung (AgNO_3) hinzu. Was beobachten Sie und wie erklären Sie dies?

2.3. Chloralkali-Elektrolyse

Feuchten Sie das Filterpapier eines Rundfilters mit einer 1 molaren Kochsalz-Lösung an, welche zuvor mit 2 - 3 Tropfen Phenolphthalein versetzt wurde. Bringen Sie nun das Papier in Kontakt mit den beiden Polen der Batterie. Nach ein paar Minuten färben sich die Kontaktstellen der Batterie unterschiedlich. Warum?

3. Erwartungshorizont

- Oxidationszahlen bestimmen
- Beispiele für Oxidationsmittel
- Beispiele für Reduktionsmittel
- Oxidation
- Reduktion
- Redoxgleichungen aufstellen
- Nernst-Gleichung
- Elektrochemisches Potential der Metalle
- Galvanische Elemente
- Elektrolyse

Übungsaufgaben:

- a) An einer Zellmembran herrscht physiologischer Weise ein Konzentrationsgradient für z.B. Na^+ -Ionen. Dieser Konzentrationsgradient wird durch die sog. Natrium-Kalium-Pumpen erzeugt, die Natriumionen auf eine Seite der Membran pumpen können, so dass dort eine höhere Konzentration an Natriumionen vorliegt. So herrscht z.B. außerhalb der Zelle eine Natriumkonzentration von $144 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$ und innerhalb $11 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$. Es kann angenommen werden, dass in der Zelle Standardbedingungen herrschen.

Wie groß ist das Membranpotential unter diesen Bedingungen?

- b) Calcium-Ionen sind ein sog. second-messenger in der Zelle und müssen um den Zellbetrieb in Gang zu halten daher stark aktiv nach außen transportiert werden. Die Calcium-Ionenkonzentration innerhalb der Zelle beträgt daher nur ca. $10^{-5} \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$. Für Calciumionen herrscht ein starkes Membranpotential von ca. 156 mV.

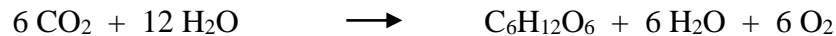
Wie groß ist die Calciumionenkonzentration außerhalb der Zelle?

Donnerstag 05.04.2018

1. Theorie

1.1. Photosynthese als Redoxvorgang

Die Photosynthese ist wie die Zellatmung ein Redoxvorgang. Das Kohlendioxid wird zu Zucker reduziert. Sauerstoff ist das Abfallprodukt der Photosynthese.



1.2. Besonderheiten der Redoxchemie

Redoxamphotere Verbindungen

In redoxamphoteren Verbindungen ist ein Element in einer mittleren Oxidationsstufe enthalten, das in eine höhere oder niedrigere Oxidationsstufe übergehen kann. Folglich können solche Verbindungen sowohl Elektronen aufnehmen als auch Elektronen abgeben. Derartige Verbindungen können somit Oxidationsmittel oder Reduktionsmittel sein. Ob dabei die oxidierende oder reduzierende Wirkung zum Tragen kommt, hängt nur vom jeweiligen Reaktionspartner ab.

Disproportionierung

Da redoxamphotere Verbindungen sowohl Oxidationsmittel als auch Reduktionsmittel darstellen, können sie auch mit sich selbst eine Redoxreaktion eingehen. Sie können z.B. disproportionieren. Unter einer Disproportionierung versteht man eine Redoxreaktion, bei der aus einer Verbindung, die ein Element in einer Oxidationsstufe enthält, zwei Substanzen entstehen, die das Element in einer höheren bzw. einer niedrigeren Oxidationsstufe enthalten. Ein Beispiel ist die Disproportionierung von H_2O_2 in O_2 und H_2O .

Komproportionierung

Das Gegenstück zur Disproportionierung ist die Komproportionierung. Darunter versteht man Redoxreaktionen, bei denen aus zwei Verbindungen, die ein Element in zwei verschiedenen Oxidationsstufen enthalten, eine einzige Verbindung entsteht, in der das Element in der mittleren Oxidationsstufe vorhanden ist.

2. Praxis

Chemikalien:

Salze von $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, MnO_4^- , NO_2^- , NO_3^- , Cr^{3+} , I^- ; IO_3^-

Iod; I_2

Harnstoff; $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

Aluminium; Al

Wasserstoffperoxid; H_2O_2

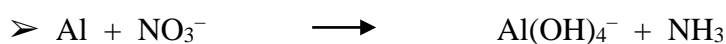
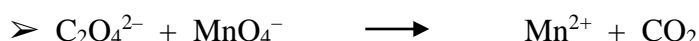
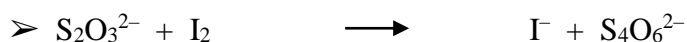
Bromwasser; Br_2

Natronlauge; NaOH

Salzsäure; HCl

2.1. pH-Abhängigkeit von Redoxreaktionen

Untersuchen Sie, welche der aufgeführten Reaktionen nach den Reaktionsgleichungen pH-unabhängig sein sollten und deshalb auch in neutraler Lösung ablaufen. Verifizieren Sie dies durch das zugehörige Experiment.



2.2. Redoxamphotere Verbindungen

Prüfen Sie anhand zweier Reaktionen, in welchem Fall Wasserstoffperoxid als Oxidationsmittel und in welchem Fall es als Reduktionsmittel auftritt. Setzen Sie hierzu Wasserstoffperoxid mit Kaliumpermanganat um. Als zweite Reaktion setzen Sie Wasserstoffperoxid mit Iodid um. Gehen Sie dabei folgendermaßen vor:

- Stellen Sie die Redoxgleichung auf und zeigen Sie diese dem Assistenten.
- Ziehen Sie daraus den Schluß, ob Sie die Reaktion im Sauren oder im Basischen durchführen müssen.
- Führen Sie die Reaktion durch, in dem Sie die festen Substanzen auf der Tüpfelplatte in dest. Wasser lösen, den pH-Wert einstellen und danach verdünnte Wasserstoffperoxid-Lösung zutropfen. Was beobachtet man und wie lassen sich diese Beobachtungen erklären?

2.3. Komproportionierung und Disproportionierung

In den folgenden Versuchen führen Sie einige Beispiele für Dis- und Komproportionierung durch. Stellen Sie hierzu zuerst die vollständigen Gleichungen auf, überlegen Sie, ob eine Steuerung der Reaktion über den pH-Wert möglich ist und führen Sie erst dann die angegebenen Reaktion durch.

- Geben Sie zu 2 ml Bromwasser tropfenweise verdünnte Natronlauge, bis die Farbe der Lösung blaßgelb geworden ist. Säuern Sie dann wieder mit verdünnter Salzsäure an. Erklären Sie den beobachteten Farbwechsel und geben Sie eine Erklärung an.
- Führen Sie eine Reaktion durch, indem Sie Iodid mit Iodat umsetzen. Versetzen Sie hierzu 1 ml einer Iodid-Lösung mit einer Iodat-Lösung. Um was für einen Typ Redoxreaktion handelt es sich? Läßt sich die Richtung der Reaktion durch Änderung des pH-Werts umdrehen? Beschreiben Sie ihre Beobachtung und erklären Sie diese!

3. Erwartungshorizont

- Photosynthese (Edukt/Produkt)
- Redoxamphotere
- Disproportionierung
- Komproportionierung

Übungsaufgaben:

Stellen Sie unter Verwendung der Schrittfolge die Reaktionsgleichungen für folgende Redoxprozesse auf! Alle Reaktionen finden in wässriger Lösung statt.

1. Eisen(III)-Ionen reagieren mit Iodid-Ionen zu Eisen(II)-Ionen und Iod.
2. Dichromat-Ionen ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$) reagieren mit Iodid-Ionen zu Iod und Chrom(III)-Ionen.
Die Reaktion findet im sauren pH-Wert-Bereich statt.
3. Schweflige Säure (H_2SO_3) reagiert mit Iod zu Schwefelsäure und Iodwasserstoff.
4. Chrom(III)-Oxid reagiert mit Nitrat-Ionen zu Chromat-Ionen (CrO_4^{-2}) und Nitrit-Ionen (NO_2^-).
Dabei werden H^+ -Ionen frei.

Freitag 06.04.2018

1. Theorie

1.1. Anorganische Kationen in der Biologie

Eisen kommt unter anderem in *Thiobacillus ferrooxidans* vor und hält das Protonenpotential zwischen Außenmedium und Cytoplasma aufrecht. Mangan ist ein Spurenelement und kommt als Manganperoxidase in Weißfäulepilzen vor, die natives Lignin zu Cellulose abbauen. Kalium ist das Hauptkation in den Zellen unseres Organismus. Nur etwa 2 % des Kaliums befinden sich hierbei im extrazellulären Raum. Die Konzentration im Blutplasma beträgt 3,5 - 4,8 mmol/l. Die intrazelluläre Konzentration ist um den Faktor 40 höher. Für den Aufrechterhalt dieses extremen Ungleichgewichts ist die Na-K-Pumpe verantwortlich - ein Transportenzym. Vitamine sind essentielle Nahrungsbestandteile. Zu diesen zählt auch Vitamin B₁₂. Das Zentralatom in diesem großen Molekül ist Co²⁺. Kupfer ist ein Cofaktor von Enzymen des Eisenstoffwechsels und des Elektronentransports. Lösliche Bariumsalze sind sehr giftig, bereits 0,5 - 0,8 g können bei oraler Einnahme tödlich wirken.

1.2 Anorganische Anionen in der Biologie

Stickstoffverbindungen wie Nitrat oder Nitrit werden in der Denitrifikation durch Mikroorganismen zu molekularem Stickstoff umgewandelt. Dieser geht somit wieder in den globalen Stickstoff-Kreislauf über. Phosphat ist ein elementarer Bestandteil der Energiebereitstellung im menschlichen Körper (ATP). Die Schilddrüsenfunktion ist von der Iodzufuhr und von der Effizienz des Iodstoffwechsels abhängig, um die Schilddrüsenhormone zu synthetisieren

2. Praxis

Chemikalien:

Salze der folgenden Kationen:



2.1. Kationennachweise

Finden Sie heraus, welche Kationen sich in den ausgegebenen vier Schnappdeckelgläschen befinden. Entnehmen Sie hierzu mit einem sauberen Spatel eine Spatelspitze Substanz für die jeweilige Analyse. Folgende Kationen können vorhanden sein (auch mehrfach!):



Folgende Reaktionen sind als Nachweis zu empfehlen:

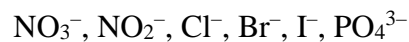
- K^+ : Eine Spatelspitze Substanz wird in wenig dest. Wasser gelöst. Die klare Lösung wird mit wenigen Tropfen verdünnter Perchlorsäure (HClO_4) versetzt und im Eisbad gekühlt. Bei Anwesenheit von Kalium trübt sich die Lösung durch die Kristallisation von weiß Kaliumperchlorat (KClO_4).
- Ba^{2+} : Eine Spatelspitze Substanz wird in wenig dest. Wasser gelöst und mit 2 - 3 Tropfen Salzsäure (HCl , 1 M) angesäuert. Nun gibt man vorsichtig verdünnte Schwefelsäure hinzu (H_2SO_4 , 3 M). Bei Anwesenheit von Ba^{2+} entsteht eine weiße, sehr feinkristalline Trübung durch die Kristallisation von Bariumsulfat (BaSO_4).
- Cu^{2+} : Eine Spatelspitze Substanz wird in wenig dest. Wasser gelöst. Die klare Lösung versetzt man mit 1 – 2 ml Ammoniak (NH_3). Bei Anwesenheit von Cu^{2+} entsteht eine tiefblaue Lösung des Tetraamminkupfer(II)-ions ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$).
- Mn^{7+} : Eine Spatelspitze Substanz wird in wenig dest. Wasser gelöst. Die Lösung wird mit 2 – 3 Tropfen Schwefelsäure (H_2SO_4 , 3 M) angesäuert. Hierauf versetzt man die Lösung tropfenweise mit Natriumhydrogensulfit-Lösung (NaHSO_3). Entfärbt sich die Lösung, so ist Mn^{7+} zugegen.
- Fe^{3+} : Eine Spatelspitze Substanz wird in wenig dest. Wasser gelöst. Die Lösung wird mit Tetrakaliumhexacyanoferrat(II) ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) versetzt. Ein tiefblauer Niederschlag resultierend aus "Berliner Blau" ($\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$) zeigt Fe^{3+} an. Zur Kontrolle sollte eine weitere Probe durchgeführt werden: Eine Spatelspitze Substanz wird in wenig dest. Wasser gelöst. Die Lösung wird mit KSCN versetzt. Wenn Fe^{3+} anwesend ist, ist eine deutliche Rotfärbung zu erkennen.

- Co^{2+} : Eine Spatelspitze Substanz wird in wenig dest. Wasser gelöst. Die Lösung wird mit zwei bis drei Tropfen Essigsäure (CH_3COOH , 2 M) angesäuert. Zu dieser Lösung tropft man langsam Ammoniumthiocyanat-Lösung (NH_4SCN). Färbt sich die Lösung durch Bildung des Komplexes $\text{H}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$ blau, so ist Co^{2+} zugegen.

2.2 Anionennachweise

Anionen können im Labor mit einer Vielzahl von Fällungs- oder farbspezifischen Redoxreaktionen nachgewiesen werden. Im Praxisteil wird Ihnen dies unter Verwendung der Ringprobe vor Augen geführt. Bei dieser wird das Nitrit von Eisen(II)-Ionen zu NO reduziert, das mit überschüssigen Eisen(II)-Ionen einen braunen bis violetten Komplex bildet ($\text{Fe}[(\text{H}_2\text{O})_5(\text{NO})]^{2+}$).

Finden Sie heraus, welche Anionen die erhaltenen vier Substanzen enthalten. Entnehmen Sie hierzu mit einem sauberen Spatel eine Spatelspitze Substanz für die jeweilige Analyse. Folgende Anionen können vorhanden sein (auch in mehreren Proben!):



Folgende Reaktionen sind als Nachweis zu empfehlen:

- NO_2^- : Eine Spatelspitze Substanz wird auf der Tüpfelplatte in wenig dest. Wasser gelöst. Die Lösung wird mit einem Tropfen verdünnter Schwefelsäure (H_2SO_4) angesäuert und mit einem kleinen Kristall Eisen(II)-sulfat (FeSO_4) versetzt. Eine auftretende Braunfärbung um den Kristall weist auf Nitrit hin.
- NO_3^- : Eine Spatelspitze Substanz wird in einem Reagenzglas in wenig dest. Wasser gelöst. Die Lösung wird mit wenig Essigsäure (CH_3COOH) angesäuert, sowie mit einer Spatelspitze Zinkstaub (Zn) versetzt. Nun werden der Reihe nach die farblosen Reagenzien Lunge 1 (Sulfanilsäure) und Lunge 2 (α -Naphthylamin) zugegeben. Eine auftretende Rotfärbung weist auf Nitrat hin. Fällt der Nachweis positiv aus, müssen Sie unbedingt auch den Nitrit-Nachweis ausführen, um eine Verwechslung auszuschließen, da dieses Anion ähnlich reagiert!
- PO_4^{3-} : Eine Spatelspitze Substanz wird auf der Tüpfelplatte in wenig dest. Wasser gelöst. Die Lösung wird mit einem Tropfen verdünnter Salpetersäure (HNO_3) angesäuert und mit wenig Ammoniumnitrat (NH_4NO_3) versetzt. Nun gibt man einen Kristall Ammonium-molybdat zu. Ein schwach gelber Niederschlag weist auf Phosphat hin.
- Cl^- : Eine Spatelspitze Substanz wird in einem Reagenzglas in wenig dest. Wasser gelöst. Die Lösung wird mit einem Tropfen Silbernitrat-Lösung (AgNO_3) versetzt. Bei Anwesenheit von Chlorid entsteht ein weißer Niederschlag von Silberchlorid. Geben Sie zu der Lösung einige

Tropfen Ammoniak. Wenn sich der Niederschlag wieder auflöst, haben Sie Chlorid nachgewiesen.

- Br^- : Eine Spatelspitze Substanz wird in einem Reagenzglas in wenig dest. Wasser gelöst. Die Lösung wird mit verdünnter Schwefelsäure (H_2SO_4) angesäuert und mit Chloroform (CHCl_3) unterschichtet. Nun gibt man tropfenweise Chlorwasser (Cl_2 in H_2O) zu. Bei Anwesenheit von Bromid färbt sich die untere (organische) Phase braun. Bei weiterer Zugabe von Chlorwasser schlägt die Farbe nach Gelb um.
- I^- : Eine Spatelspitze Substanz wird in einem Reagenzglas in wenig dest. Wasser gelöst. Die Lösung wird nun mit Chlorwasser und Stärke versetzt. Eine blaue Färbung deutet auf Jodid hin.

3. Erwartungshorizont

- Nachweis für Kationen: Kalium, Barium, Kupfer, Mangan, Eisen, Cobalt
- Nachweis für Anionen: Nitrat, Nitrit, Chlorid, Bromid, Iodid, Phosphat
- Fällungsreaktionen

Übungsaufgaben:

- Geben Sie die Reaktionsgleichungen für die Nachweise an.
- Auf vielen Mineralwasserflaschen steht „enteisentes Wasser“, das bedeutet, dass dem Wasser Eisen entzogen wurde. Auf welche Weise könnte man Eisenionen aus Mineralwasser entfernen? Warum ist dies mit Chlorid-Ionen nicht ohne weiteres möglich? Stellen Sie auch die Reaktionsgleichungen auf.

Geben Sie die Reaktionsgleichungen für die Nachweise an.

Löslichkeit von Silberbromid in Wasser. $K_L(\text{AgBr}) = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Br}^-) = 5 \cdot 10^{-13} \text{ mol}^2 / \text{l}^2$

- Wie lautet die Reaktionsgleichung für den Lösevorgang?
- Wie hoch sind in einer gesättigten Lösung die Konzentrationen von Ag^+ und Br^- ?
- Wieviel g/l sind das jeweils?