

Praktikumsversuche

3G A3D IG

Chemie



LE GOUVERNEMENT
DU GRAND-DUCHÉ DE LUXEMBOURG
Ministère de l'Éducation nationale,
de l'Enfance et de la Jeunesse

IMPRESSUM

Titre : Praktikumsversuche 3G Chemie

Élaboré conformément au programme luxembourgeois par :

Hoffmann Sam, Steffen Martine, Eicher Laurent, Reinig Paul

Contenus et concept didactique pour l'enseignement
au Grand-Duché de Luxembourg.



Éditeur :

Service de Coordination de la Recherche
et de l'Innovation pédagogiques et technologiques (SCRIPT)
33 Rives de Clausen
L-2165 Luxembourg
secretariat@script.lu

Réalisation / Conception : SCRIPT

© 2023 SCRIPT | Tous droits réservés

Praktikum 1 – Zaubern mit Chemie

Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, das Abmessen von Massen und Volumina zu wiederholen, Lösungen herzustellen und die folgenden Begriffe zu wiederholen: Oxidation, Reduktion, Indikator, basische Lösung, Stoffmengenkonzentration.

Beschrifte die folgenden Materialien:



1	_____
2	_____
3	_____
4	_____
5	_____
6	_____
7	_____
8	_____
9	_____
10	_____

Stelle einen 500 mL Erlenmeyerkolben mit Gummistopfen bereit.

Versuch 1: Zubereitung von 250 mL einer Glucose-Lösung der Stoffmengenkonzentration $c = 0,17 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

- Unter welchem gängigen Namen ist Glucose noch bekannt?
- Berechne die molare Masse von Glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
- Berechne die Stoffmenge von Glucose in einem Liter Lösung der angegebenen Stoffmengenkonzentration ($c = 0,17 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)

- d) Berechne die Stoffmenge von Glucose in 250 mL Lösung der angegebenen Stoffmengenkonzentration.
- e) Berechne, welche Masse von Glucose eingewogen werden muss, um 250 mL dieser Lösung herzustellen.

Versuchsanleitung: Herstellen einer Lösung

Bei der Herstellung einer Lösung bestimmter Stoffmengenkonzentration ist **präzises Arbeiten** von größter Wichtigkeit! Nicht nur sollen die Stoffe sehr exakt abgewogen werden, sondern auch die genauesten Glasgeräte für die jeweilige Aufgabe gewählt werden.

Mithilfe von welchem Glasgerät können 250 mL einer Flüssigkeit am präzisesten abgemessen werden?

Beim Herstellen einer Lösung gilt ebenfalls zu beachten, dass sich das angegebene Volumen stets auf das **Endvolumen** bezieht! In unserem Beispiel bedeutet dies, dass genau so viel Wasser zur festen Glucose hinzugegeben werden muss, bis man 250 mL der Lösung enthält. Würde man lediglich 250 mL Wasser zu derselben Menge an Glucose hinzugeben, so würde man etwa 255 mL einer Lösung mit einer unterschiedlichen Konzentration erhalten!

- a) Wiege die berechnete Masse an Glucose auf einem Uhrglas ab und gib diese anschließend quantitativ (so vollständig wie möglich) in den 250 mL Messkolben. Hierzu kann bei Bedarf ein Trichter verwendet werden.
- b) Befülle anschließend den Messkolben etwa zur Hälfte mit destilliertem Wasser. Verschließe ihn mit dem Stopfen und schüttele so lange, bis sich der Feststoff vollständig aufgelöst hat.
- c) Fülle weiter mit destilliertem Wasser bis auf etwa 1 cm unter dem Markierungsstrich. Zum Schluss wird das Wasser vorsichtig hinzugefügt, bis der Meniskus auf dem Strich liegt und der Kolben erneut gut geschüttelt.

Versuch 2: Exaktes Abmessen von Lösungen

a) Natronlaugelösung

Bemerkung: Im Labor wird die Einheit der Stoffmengenkonzentration ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) häufig durch den Buchstaben „M“ abgekürzt, zB. „*NaOH 1M*“ anstelle von „*NaOH 1 mol·L⁻¹*“.



Achtung! Natronlauge ist sehr ätzend, deshalb ist bei diesem Versuch unbedingt auf das Tragen einer Schutzbrille zu achten!

Welchen Charakter hat die Natronlaugelösung?

Mithilfe von welchem Glasgerät können 40 mL einer Flüssigkeit am präzisesten abgemessen werden?

Gib exakt 40 mL Natronlauge 1M in den Erlenmeyerkolben.

b) Indikator

Was versteht man unter einem Indikator?

Mithilfe von welchem Glasgerät können 20 mL einer Flüssigkeit am präzisesten abgemessen werden?

Entnimm exakt 20 mL der Indigotin I Lösung (*0,15 g Indigokarmin in 100 mL Wasser*) und gib diese zu der Natronlauge im Erlenmeyerkolben hinzu.

Versuch 3: Zaubern mit Chemie

Schütte nun die zuvor vorbereitete Glucoselösung vorsichtig in den Erlenmeyerkolben hinzu und verschließe diesen mit einem Gummistopfen. Der Erlenmeyerkolben soll dabei **NICHT geschüttelt werden**, sondern nach der Zugabe der Glucoselösung während ein paar Minuten ruhig stehen, bis die Lösung eine gelbe Farbe angenommen hat.

Schüttle nun den Erlenmeyerkolben kräftig und beobachte was dabei passiert.

Lasse das Gemisch anschließend wieder einige Minuten stehen. Notiere deine Beobachtung.

Erklärung: Oxidation und Reduktion

Der Indikator Indigokarmin wird in der Natronlauge durch den Sauerstoff aus der Luft oxidiert: es hat eine grüne Farbe.

*Eine **Oxidation** ist eine Reaktion, bei der ein Stoff Sauerstoff aufnimmt.*

Steht das Gemisch still, reduziert die Glucose das Indigokarmin wieder zu der roten, dann zu der gelben Form.

*Eine **Reduktion** ist eine Reaktion, bei der ein Stoff Sauerstoff abgibt.*

Sobald man das Gemisch schüttelt, wird das Indigokarmin wieder mit Sauerstoff in Kontakt gebracht und das Ganze beginnt erneut.

Praktikum 2 – Gravimetrie

Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, den Eisengehalt einer Lösung gravimetrisch zu bestimmen. Bei der Gravimetrie handelt es sich um eine quantitative Analyseverfahren, die darauf beruht, dass der zu bestimmende Stoff durch Zugabe einer geeigneten Reagenzlösung als schwerlöslicher Niederschlag ausgefällt wird.

Überführe die zu analysierende FeCl_3 -Probe quantitativ in ein 400 mL Becherglas, indem du den Behälter mehrmals mit destilliertem Wasser ausspülst. Gib anschließend destilliertes Wasser bis ungefähr zur 100 mL Markierung auf dem Becherglas hinzu. Stelle es auf einen Magnetrührer, gib einen Rührfisch zur Lösung hinzu und rühre, bis sich das Eisen(III)-chlorid vollständig aufgelöst hat.

Gib anschließend unter dem Abzug, mithilfe eines Messzylinders und unter ständigem Rühren, 30 mL Ammoniakwasser (Ammoniumhydroxid-Lösung) der Stoffmengenkonzentration $c = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ hinzu und erhitze das Reaktionsgemisch kurz zum Sieden. Schalte den Magnetrührer anschließend aus, nimm das Becherglas vom Magnetrührer herunter und entferne den Rührfisch mithilfe einer Rührfischangel aus dem Gemisch.

Beobachtung

Schlussfolgerung

Reaktionsgleichung

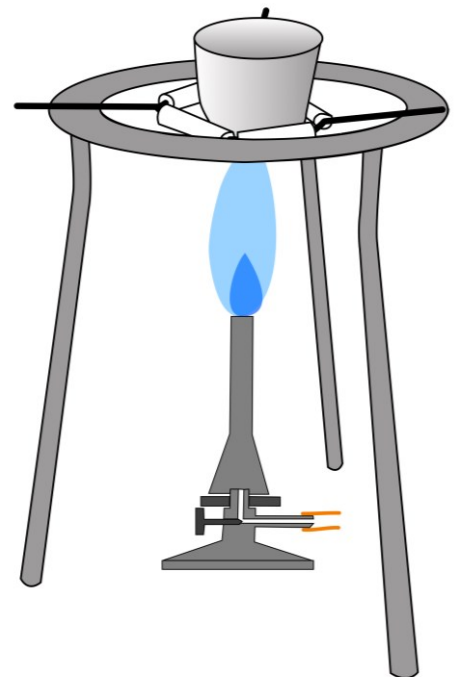
Filtriere den Niederschlag nun quantitativ ab. Spüle das Becherglas mehrmals mit destilliertem Wasser aus und verwende die entstehende Suspension, um das Filtrat mehrmals zu waschen. Lasse das Filterpapier anschließend gründlich abtropfen und platziere es mitsamt des Filtrats für etwa 10 - 15 min in einen auf mindestens 160 °C vorgeheizten Trockenschrank.

Bestimme das Leergewicht eines temperaturbeständigen Porzellantiegels (Einsatzbereich bis 1000 °C) und notiere dieses:

$m_1(\text{Porzellantiegel}) =$

Im nächsten Schritt wird das vorgetrocknete Filtrat sehr sorgfältig vom Filterpapier abgekratzt und in den zuvor gewogenen Porzellantiegel überführt. Erhitze diesen anschließend während etwa 10 min kräftig über der rauschenden Bunsenbrennerflamme, bis sich der Feststoff nicht mehr verändert.

Bei diesem Prozess wird einerseits das noch vorhandene Wasser aus dem Porzellantiegel entfernt. Zusätzlich kommt es zu einer chemischen Reaktion, bei der das enthaltene Eisen(III)-hydroxid unter Wasserabspaltung zu Eisen(III)-oxid geglüht wird.



Reaktionsgleichung

Exkurs

Das Eisen(III)-oxid, das beim starken Erhitzen des Eisen(III)-hydroxids entsteht, kann anschließend zu einem sehr feinen, roten Pulver gemörsert werden. Dabei handelt es sich um einen roten Pigment-Farbstoff, der bereits seit Jahrtausenden verwendet wird und u.a. von Urmenschen bei Höhlenmalereien eingesetzt wurde. Des Weiteren ist das Eisen(III)-oxid auch ein Bestandteil des Eisenerzes *Hämatit* und somit der Grund für die rote Farbe von eisenhaltiger Erde, wie beispielsweise den „Terres rouges“ im Süden Luxemburgs.



Wenn der im Porzellantiegel befindliche Feststoff zu einem dunklen Pulver reduziert wurde und sich nicht mehr verändert, wird der Bunsenbrenner ausgeschaltet. Nach Abkühlen wird der Porzellantiegel erneut gewogen und die Masse des enthaltenen Eisen(III)-oxids bestimmt.

$m_2(\text{Porzellantiegel}) =$

$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) =$

Berechne die Masse an Eisen(III)-chlorid, die sich zu Beginn in deiner Probe befand.

Praktikum 3 – Ionennachweise

Die analytische Chemie befasst sich mit der Ermittlung der chemischen Zusammensetzung von Stoffen und Stoffgemischen, und beantwortet zwei grundlegende Fragen:

- a) **Was** ist enthalten?
- b) **Wie viel** ist enthalten?

Ionen können *qualitativ* anhand von bestimmten **Nachweisreaktionen** identifiziert werden, welche auf den verschiedenen Eigenschaften der Ionen beruhen.

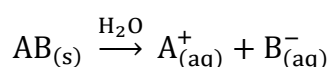
Ziel dieser Praktikumseinheit ist es, spezifische Nachweisreaktionen für verschiedene Ionen kennenzulernen und diese anschließend anzuwenden, um die qualitative Zusammensetzung einer unbekannt Probe zu bestimmen.

Einleitung

Es gibt verschiedene Arten von Nachweisreaktionen. Wir unterscheiden dabei die Nachweise von Ionen durch:

- Flammenfärbung
- Farbreaktionen
- Bildung von Niederschlägen
- Bildung von Gasen

Ein Salz besteht immer aus positiv geladenen Kationen und negativ geladenen Anionen. **Beide Ionenarten werden getrennt nachgewiesen.** Hierzu müssen die Salze meist erst in Lösung gebracht werden. Beim Auflösen eines Salzes werden Kationen und Anionen voneinander getrennt, z.B.:



Zum Identifizieren eines Salzes werden also jedes Mal zwei Ionen gesucht (ein Anion und ein Kation).

In dieser Praktikumseinheit werden wir uns auf die folgenden Ionen beschränken:

Kationen	Anionen
Li ⁺	Cl ⁻
Na ⁺	Br ⁻
K ⁺	I ⁻
Ca ²⁺	NO ₃ ⁻
Ba ²⁺	CO ₃ ²⁻
Ni ²⁺	SO ₄ ²⁻
Cu ²⁺	
Co ²⁺	
Fe ²⁺	
Fe ³⁺	
NH ₄ ⁺	

Benötigte Chemikalien

Salzsäure 1M (HCl), Salpetersäure 0,1M (HNO₃), Schwefelsäure 0,1M (H₂SO₄), Essigsäure 0,1M (CH₃COOH), Natriumhydroxid-Plätzchen (NaOH), Natronlauge 1M (NaOH), konz. Ammoniaklösung (NH₃), verd. Ammoniaklösung (NH₃), Ammoniumoxalat-Lösung ((NH₄)₂C₂O₄), Kaliumhexacyanoferrat(II)-Lösung (K₄[Fe(CN)₆]), Kaliumhexacyanoferrat(III)-Lösung (K₃[Fe(CN)₆]), Ammoniumthiocyanat-Lösung (NH₄SCN), Bariumchlorid-Lösung (BaCl₂), Silbernitratlösung (AgNO₃).

Benötigtes Material

Reagenzgläser, Reagenzglashalter, Spatel, Tropfpipetten, Uhrglas, Magnesiastäbchen, Universalindikator, pH-Papier, Nitrat-Teststäbchen.

Teil 1: Kationennachweise

I.1. Charakteristische Farben einzelner Salze

Verschiedene Salze besitzen im festen sowie gelösten Zustand charakteristische Farben. So kann die Farbe des zu untersuchenden Salzes bereits einen ersten Hinweis auf die möglichen Kationen liefern:

Metallkation	Farbe
Ni^{2+}	
Cu^{2+}	
$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+}$	
Co^{2+}	

Die Farbe eines Salzes gilt jedoch *nicht* als hinreichender Beweis für die einzelnen Kationen. Diese müssen anhand von spezifischen Nachweismethoden eindeutig identifiziert werden!

→ Für weiterführende Tests siehe Punkt I.3

I.2. Flammenfärbung

Die in Salzen enthaltenen Kationen können für das Element charakteristische Flammenfärbungen hervorrufen. Dieses Nachweisverfahren ist besonders wichtig für die Identifizierung der Elemente der I. und II. Hauptgruppe (Alkali- und Erdalkalimetalle).

Durchführung

Eine kleine Probe des zu testenden Salzes wird auf ein Uhrglas gegeben. Anschließend wird die Spitze eines Magnesiastäbchens in der rauschenden Flamme des Bunsenbrenners ausgeglüht, bis der Schweif der Flamme annähernd farblos erscheint. Die noch glühende Spitze des Stäbchens wird dann kurz in das Salz auf dem Uhrglas getaucht und anschließend wieder in die rauschende Flamme des Bunsenbrenners gehalten.

Notiere die zu erkennenden Farben:

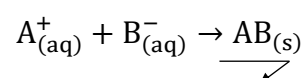
Salz	Metallkation	Farbe
Lithiumchlorid		
Natriumchlorid		
Kaliumcarbonat		
Calciumchlorid		
Bariumchlorid		

Während die Kationen Li^+ , Na^+ und K^+ anhand ihrer Flammenfärbung eindeutig nachgewiesen werden können, ist dies beim Ca^{2+} und Ba^{2+} nicht der Fall.

→ Für weiterführende Tests siehe Punkt I.4.a) und b)

I.3. Fällungsreaktionen mit Natronlauge und Ammoniak

Entsteht bei der Vermischung von 2 klaren Lösungen ein unlöslicher Feststoff, so spricht man von einer **Fällungsreaktion**. Den dabei entstehenden Feststoff nennt man **Niederschlag**, z.B.:



Durchführung

In 5 Reagenzgläser wird jeweils eine Spatelspitze des zu testenden Salzes gegeben. Die Salze werden anschließend in etwa 3cm destilliertem Wasser aufgelöst.

Zu jeder Lösung werden nun ein paar Tropfen Natronlauge 1M gegeben und die Farbe des gebildeten Niederschlags notiert.

Anschließend werden zu den verschiedenen Lösungen ein paar Tropfen einer konzentrierten Ammoniaklösungen gegeben. Notiere jeweils, was dabei mit dem Niederschlag passiert.

Salz	Metall- kation	Farbe des Nieder- schlags mit NaOH	Zugabe von konz. Ammoniak
Nickel(II)-chlorid			
Kupfer(II)-sulfat			
Cobalt(II)-chlorid			
Eisen(II)-sulfat			
Eisen(III)-chlorid			

Lösungsgleichung von Nickel(II)-chlorid:

Lösungsgleichung von Natriumhydroxid:

Ionengleichung der Reaktion von Nickel(II)-chlorid mit Natriumhydroxid:

Vereinfachte Ionengleichung:

Bemerkung

Die eigentlichen Reaktionspartner sind in diesem Beispiel die Ni^{2+} - und die OH^- -Ionen, die den schwerlöslichen Niederschlag von Nickel(II)-hydroxid bilden. Die Na^+ - und Cl^- -Ionen sind zwar sehr wohl in der Lösung vorhanden, nehmen aber nicht an der eigentlichen Reaktion teil. Aus diesem Grund werden sie als **Zuschauerionen** bezeichnet und müssen in der vereinfachten Ionengleichung nicht angegeben werden.

Während die Kationen Ni^{2+} , Cu^{2+} und Co^{2+} auf diese Art eindeutig nachgewiesen werden können, müssen zur Unterscheidung von Fe^{2+} und Fe^{3+} noch weitere Tests durchgeführt werden.

→ Für weiterführende Tests siehe Punkt I.4.c), d) und e)

I.4. Spezifische Nachweisreaktionen

1.4.a Nachweis von Ba^{2+} mit Natriumsulfat

Durchführung

Eine Spatelspitze Bariumchlorid wird in ein Reagenzglas gegeben und in etwa 3cm destilliertem Wasser aufgelöst. Zu der Lösung werden ein paar Tropfen einer Natriumsulfat-Lösung gegeben.

Beobachtung:

Lösungsgleichung von Bariumchlorid:

Lösungsgleichung von Natriumsulfat:

Ionengleichung der Reaktion von Bariumchlorid mit Natriumsulfat:

Vereinfachte Ionengleichung:

1.4.b Nachweis von Ca^{2+} mit Ammoniumoxalat $((\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4)$

Bemerkung: Beim *Oxalat* handelt es sich um die Atomgruppe $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ mit der Wertigkeit 2.

Durchführung

Eine Spatelspitze Calciumchlorid wird in ein Reagenzglas gegeben und in etwa 3cm destilliertem Wasser aufgelöst. Zu der Lösung werden dann zunächst ein paar Tropfen Essigsäure 0,1M und anschließend ein paar Tropfen einer Ammoniumoxalat-Lösung $((\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4)$ gegeben.

Beobachtung:

Lösungsgleichung von Calciumchlorid:

Lösungsgleichung von Ammoniumoxalat:

Ionengleichung der Reaktion von Calciumchlorid mit Ammoniumoxalat:

Vereinfachte Ionengleichung:

1.4.c Nachweis von Fe^{3+} als "Berliner Blau"

Durchführung

Eine Spatelspitze Eisen(III)-chlorid wird in ein Reagenzglas gegeben und in etwa 3cm destilliertem Wasser aufgelöst. Zu der Lösung werden ein paar Tropfen einer Kaliumhexacyanoferrat(II)-Lösung zugegeben.

Beobachtung:

Zur Überprüfung kann zusätzlich die Nachweisreaktion 1.4.d) durchgeführt werden.

1.4.d Nachweis von Fe^{3+} mit Ammoniumthiocyanat (NH_4SCN)

Bemerkung: Beim *Thiocyanat* handelt es sich um die Atomgruppe SCN^- mit der Wertigkeit 1.

Durchführung

Eine Spatelspitze Eisen(III)-chlorid wird in ein Reagenzglas gegeben und in etwa 3cm destilliertem Wasser aufgelöst. Zu der Lösung werden ein paar Tropfen einer Ammoniumthiocyanat-Lösung (NH_4SCN) zugegeben.

Beobachtung:

1.4.e Nachweis von Fe^{2+} als « Turnbells Blau »

Bemerkung: Im Gegensatz zu der Nachweisreaktion 1.4.c) wird hier mit Kaliumhexacyanoferrat(III) gearbeitet um auf Fe^{2+} -Ionen zu testen, und *nicht* auf Fe^{3+} -Ionen!

Durchführung

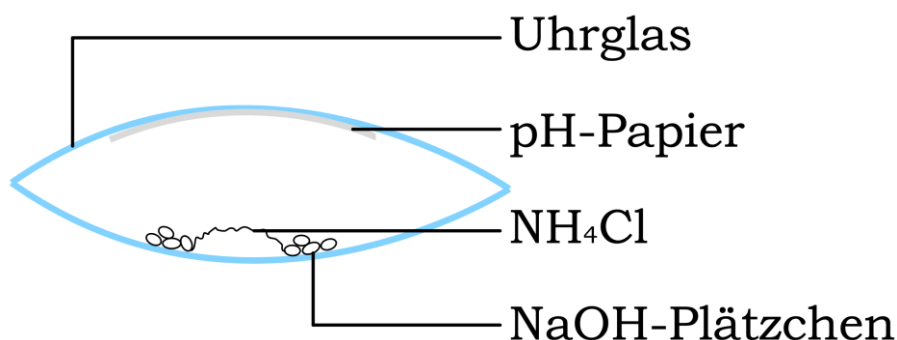
Eine Spatelspitze Eisen(II)-sulfat wird in ein Reagenzglas gegeben und in etwa 3cm destilliertem Wasser aufgelöst. Zu der Lösung werden ein paar Tropfen einer Kaliumhexacyanoferrat(III)-Lösung zugegeben.

Beobachtung:

1.4.f Nachweis von Ammonium-Ionen mit Natriumhydroxid

Durchführung

Ein kleiner Spatel Ammoniumchlorid wird auf ein Uhrglas gegeben und mit 3 Natriumhydroxid-Plätzchen (**Achtung, sehr ätzend!!**) vermischt. Ein kleiner Streifen pH-Papier wird mit etwas Wasser angefeuchtet und auf ein zweites Uhrglas „geklebt“. Das erste Uhrglas wird dann mit einem zweiten Uhrglas bedeckt, ohne dass das pH-Papier eines der Feststoffe berührt. Beachte hierzu die folgende Skizze:



Beobachtung:

Schlussfolgerung:

Lösungsgleichung von Ammoniumchlorid:

Lösungsgleichung von Natriumhydroxid:

Ionengleichung der Reaktion von Ammoniumchlorid mit Natriumhydroxid:

Vereinfachte Ionengleichung:

Teil 2: Nachweise von Anionen

II.1 Spezifische Nachweisreaktionen

II.1.a Nachweis von Carbonat-Ionen mit Salzsäure (HCl)

Durchführung

In einem Reagenzglas wird ein Spatel Natriumcarbonat vorgelegt (bei diesem Versuch wird ausnahmsweise mit dem Feststoff gearbeitet, da ein positiver Nachweis so besser erkennbar ist). Zum Natriumcarbonat werden anschließend zügig ein paar Milliliter Salzsäure 1M zugegeben.

Beobachtung:

Schlussfolgerung:

Lösungsgleichung von Salzsäure:

Lösungsgleichung von Natriumcarbonat:

Ionengleichung der Reaktion von Salzsäure mit Natriumcarbonat:

Vereinfachte Ionengleichung:

II.1.b Nachweis des Sulfat-Ions mit Bariumchlorid-Lösung

Versuch:

Eine Spatelspitze Natriumsulfat wird in ein Reagenzglas gegeben und in etwa 3cm destilliertem Wasser aufgelöst. Die Lösung wird mit 3 Tropfen Salzsäure 1M angesäuert und anschließend werden ein paar Tropfen einer Bariumchlorid-Lösung zugesetzt.

Beobachtung:

Lösungsgleichung von Natriumsulfat:

Lösungsgleichung von Bariumchlorid:

Ionengleichung der Reaktion von Bariumchlorid mit Natriumsulfat:

Vereinfachte Ionengleichung:

II.1.c Nachweis der Halogenid-Ionen Cl^- , Br^- und I^- mit Silbernitratlösung

Achtung: Silbernitrat ("Höllenstein") ist ätzend und verursacht schwarze Flecken auf der Haut!

Durchführung

In 3 Reagenzgläser wird jeweils eine Spatelspitze des zu testenden Salzes gegeben. Die Salze werden anschließend in etwa 3cm destilliertem Wasser aufgelöst. Die Lösungen werden dann zunächst mit 3 Tropfen verdünnter Salpetersäure angesäuert und anschließend ein paar Tropfen einer Silbernitratlösung zugegeben. Notiere die Farbe der gebildeten Niederschläge.

Salz	Formel	Anion	Farbe des Niederschlags
Natriumchlorid		Cl ⁻	
Natriumbromid		Br ⁻	
Natriumiodid		I ⁻	

Zur Unterscheidung zwischen den Chlorid- und den Bromid-Ionen, deren Niederschläge recht ähnliche Farben aufweisen können, werden anschließend etwa 2-3 mL konzentrierte Ammoniak-Lösung hinzugegeben.

Beobachtung:

Lösungsgleichung von Natriumchlorid:

Lösungsgleichung von Silbernitrat:

Ionengleichung der Reaktion von Natriumchlorid mit Silbernitrat:

Vereinfachte Ionengleichung (der Reaktion mit Natriumchlorid):

II.2 Nachweise mit Teststäbchen

Nachweis von Nitrationen mit Teststäbchen

Durchführung

Eine Spatelspitze Kaliumnitrat wird in ein Reagenzglas gegeben und in etwa 10cm destilliertem Wasser aufgelöst. Man taucht ein Nitrat-Teststäbchen während einer Sekunde in die Salzlösung und lässt das Teststäbchen eine Minute lang trocknen. Notiere das Ergebnis.

Beobachtung:

Teil 3: Anwendungsbeispiel

Anhand der zuvor beschriebenen Nachweismethoden ist es möglich, ein unbekanntes Salz zu identifizieren. Dabei ist es unabdinglich, **gut organisiert** und **systematisch** vorzugehen!

Jeder Gruppe wird nur eine kleine Menge des zu untersuchenden Salzes zur Verfügung gestellt. Um alle notwendigen Untersuchungen durchführen zu können, müssen alle Versuche **mit einem kleinen Anteil der Probe** durchgeführt werden!

Nachdem Du nun das Kation und das Anion deines Salzes bestimmt hast, musst Du nur noch die Ladungen ausgleichen und die Formel des Salzes notieren.

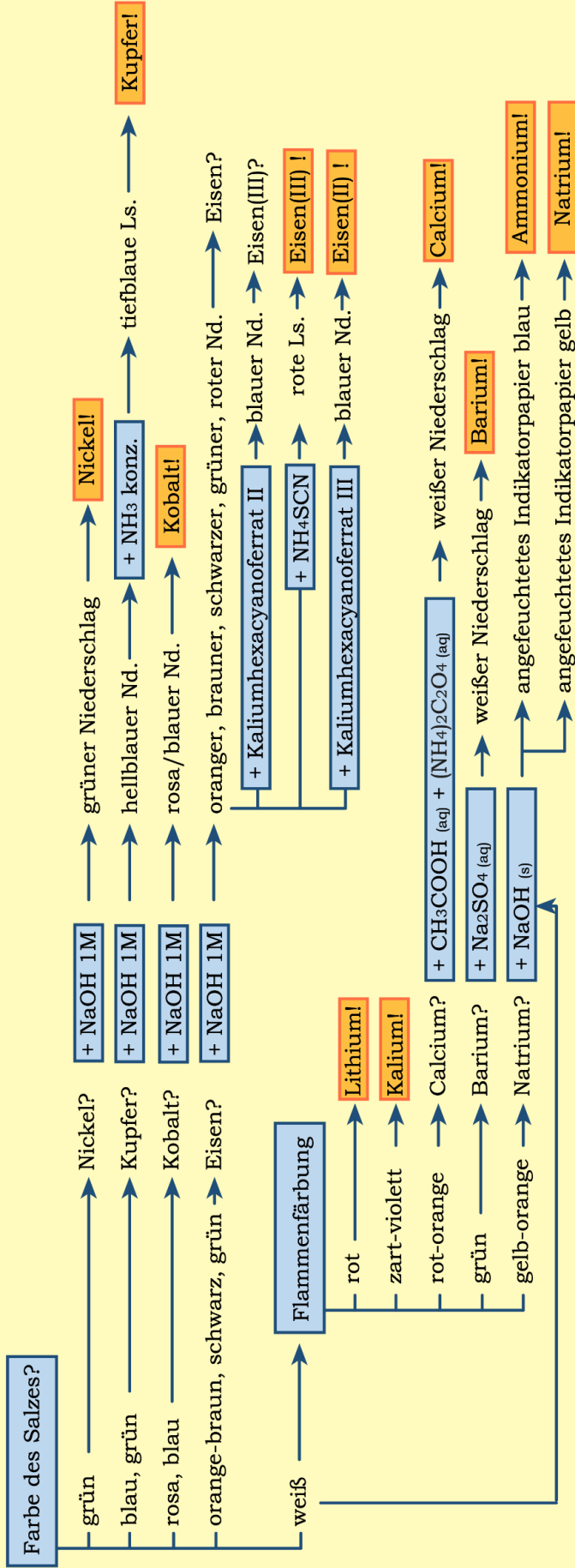
Beispiel

Du hast ein weißes Salz, das eine rote Flammenfärbung verursacht und mit Bariumchlorid-Lösung einen weißen Niederschlag bildet.

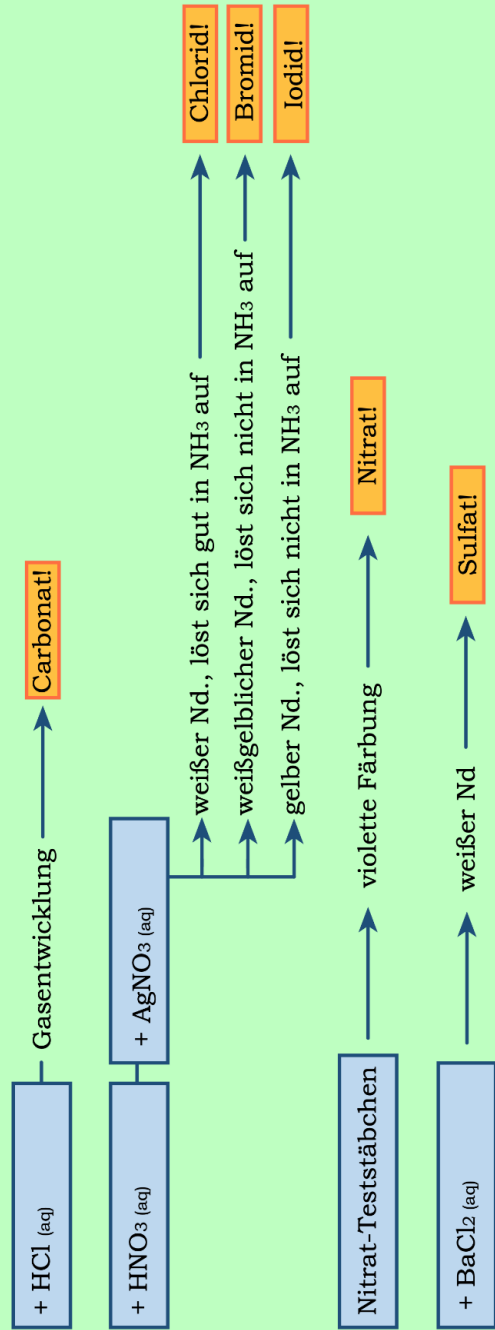
→ Das Salz enthält die Ionen _____.

→ Die Formel des Salzes lautet also _____.

Kationen



Anionen



Praktikum 4 – Hydratwasser

Ziel dieses Praktikums ist es, den Hydratwassergehalt von einigen Salzhydraten zu bestimmen.

Hydratwasser und Salzhydrate

Salze bestehen bekanntlich aus negativ geladenen Anionen und aus positiv geladenen Kationen, die ein sehr regelmäßiges Ionengitter ausbilden. Bilden sich Kristalle aus einer wässrigen Lösung, werden bei vielen Salzen einzelne Wassermoleküle fest mit in das Ionengitter integriert. Diese befinden sich dann an geometrisch genau definierten Stellen und helfen, das Ionengitter zu stabilisieren.

Das im Ionengitter eines Salzes gebundene Wasser bezeichnet man als *Hydratwasser* (Kristallwasser). Die Salze bezeichnet man als *Salzhydrate*.

z.B. Zinksulfat-Heptahydrat:

Das bedeutet, dass sich innerhalb des Ionengitters von Zinksulfat 7 Wassermoleküle *pro Formeleinheit* befinden. Dies wird also auch in der chemischen Formel angegeben. Die Anzahl der Wassermoleküle wird durch griechische Zahlwörter angegeben:

1	Mono-
2	Di-
3	Tri-
4	Tetra-
5	Penta-
6	Hexa-

7	Hepta-
8	Octa-
9	Nona-
10	Deca-
11	Undeca-
12	Dodeca-

Beim Erhitzen entweicht das eingelagerte Hydratwasser. Das zurückbleibende Salz ist dann hydratswasserfrei.

Versuch 1: Kupfer(II)-sulfat (Formel:)

a) Das wasserhaltige Kupfersulfat

Bestimme das Leergewicht deines Tiegels und notiere dieses. Miss anschließend ungefähr 2 g wasserhaltiges Kupfersulfat ab. Notiere die genaue Masse.

Leergewicht des Tiegels	
Masse des wasserhaltigen Kupfersulfats	
Farbe des wasserhaltigen Kupfersulfats	

Erhitze nun **vorsichtig** das wasserhaltige Kupfersulfat, bis das zurückbleibende Salz eine einheitliche Farbe hat. Eine auftretende Braunfärbung weist auf die Zersetzung des Salzes hin, was die Ergebnisse verfälscht. Nach dem vollständigen Abkühlen wird der Tiegel erneut abgewogen.

b) Das wasserfreie Kupfersulfat

Notiere die Masse des abgekühlten Tiegels mit dem Kupfersulfat nach der Reaktion und berechne die Masse des darin enthaltenen, wasserfreien Kupfersulfats.

Masse des wasserfreien Kupfersulfats	
Farbe des wasserfreien Kupfersulfats	

Schlussfolgerung

Berechne die Masse des entwichenen Hydratwassers:

Reaktionsgleichung:

Stoffmengenverhältnis Hydratwasser/Kupfersulfat:

Formel des wasserhaltigen Kupfersulfats:

Name des wasserhaltigen Kupfersulfats:

Reaktionsgleichung (ausgeglichen):

Bemerkung

Das Freisetzen des Wassers funktioniert nur unter starkem Erhitzen des Hydrats. Dabei handelt es sich also um

c) Wiederherstellung des Hydrats

Fülle etwas wasserfreies Kupfersulfat in ein Reagenzglas. Stelle nun eine Thermometersonde in das Reagenzglas und gib ein paar Milliliter destilliertes Wasser zum Kupfersulfat. Rühre um.

Beobachtung:

Reaktionsgleichung:

Bemerkung

Bei der Wiederherstellung des Hydrats wird Energie in Form von Wärme freigegeben. Dabei handelt es sich also um

Versuch 2: Alaun, Kaliumaluminiumsulfat (Formel:)

a) Das wasserhaltige Alaun

Bestimme das Leergewicht deines Tiegels und notiere dieses. Miss anschließend ungefähr 2 g wasserhaltiges Alaun ab. Notiere die genaue Masse.

Leergewicht des Tiegels	
Masse des wasserhaltigen Alauns	
Farbe des wasserhaltigen Alauns	

Erhitze nun **vorsichtig** das wasserhaltige Alaun, bis das zurückbleibende Salz eine einheitliche Farbe hat. Nach dem vollständigen Abkühlen wird der Tiegel erneut abgewogen.

b) Das wasserfreie Alaun

Notiere die Masse des abgekühlten Tiegels mit dem Alaun nach der Reaktion und berechne die Masse des darin enthaltenen, wasserfreien Alauns.

Masse des wasserfreien Alauns	
Farbe des wasserfreien Alauns	

Schlussfolgerung

Berechne die Masse des entwichenen Hydratwassers:

Reaktionsgleichung:

Stoffmengenverhältnis Hydratwasser/Alaun:

Formel des wasserhaltigen Alauns:

Name des wasserhaltigen Alauns:

Reaktionsgleichung (ausgeglichen):

Praktikum 5 – Löslichkeit

Ziel dieses Praktikums ist es, die Löslichkeit von verschiedenen Stoffen ineinander zu überprüfen und anschließend zu erklären.

Versuch 1

Gib in einem Reagenzglas ein paar Milliliter *Benzin* (besteht hauptsächlich aus C_8H_{18}) zu ein paar Millilitern Wasser und schüttele kräftig.

Beobachtung

Versuch 2

Dir stehen die Lösungsmittel *Benzin* und *Wasser* zur Verfügung.

Überprüfe die Löslichkeit der folgenden Feststoffe in diesen beiden Lösungsmitteln: *Kupfer(II)-sulfat*, *Eisen(III)-chlorid*, *Iod*, *Kaliumpermanganat* (enthält MnO_4^- -Ionen).

ACHTUNG: Beim Arbeiten mit Kaliumpermanganat genügt ein winziger Krümel zur Überprüfung der Löslichkeit!!!

Löslichkeit	Wasser (H_2O)	Benzin (C_8H_{18})
Kupfer(II)-sulfat ()		
Eisen(III)-chlorid ()		
Iod ()		
Kaliumpermanganat ()		

Beobachtung

Erklärung:

a) Löslichkeit von Iod in Wasser

b) Löslichkeit von Iod in Benzin

c) Mischbarkeit von Wasser und Benzin

d) Löslichkeit von Salzen

Versuch 3

Schreibe mit einem Permanentmarker deinen Namen auf ein Glasgefäß. Versuche anschließend, das Glas wieder mit den beiden Lösungsmitteln *Wasser* und *Benzin* zu säubern.

Beobachtung

Erklärung

Praktikum 6 – Verdünnungsreihe

Einleitung

Im Labor benötigt man bei bestimmten Versuchen Lösungen mit sehr geringer Konzentration.

Beispiel: Bei der photometrischen Bestimmung des Gehalts an Cu^{2+} -Ionen werden 5 mL einer Kupfer(II)-sulfat-Lösung benötigt, deren Stoffmengenkonzentration exakt $0,0025 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ beträgt.

Berechne die benötigte Masse an Kupfer(II)-sulfat-**Pentahydrat**, die hierfür benötigt wird. (**Achtung:** Im Gitter von Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat sind pro Kupfer(II)-sulfat-Einheit fünf Moleküle Wasser gelagert. Diese müssen in der molaren Masse miteinberechnet werden!)

Schlussfolgerung

Aus diesem Grund werden üblicherweise zunächst Lösungen mit höherer Konzentration hergestellt und diese anschließend mehrmals hintereinander verdünnt, um so eine Lösung der gewünschten Konzentration zu erhalten.

Zielsetzung

Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, durch mehrere aufeinanderfolgende Verdünnungen eine Kupfer(II)-sulfat-Lösung herzustellen, deren Konzentration so genau wie möglich $c = 0,0025 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ entspricht. Die genaue Konzentration der Lösung wird am Ende photometrisch vom Lehrer überprüft.

Teil 1

Stelle 50 mL einer Kupfer(II)-sulfat-Lösung (Lösung **A**) der Stoffmengenkonzentration $c = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ her.

Berechne die benötigte Masse an Kupfer(II)-sulfat-**Pentahydrat**, die hierfür benötigt wird.

Beschreibe genau wie du den Versuch durchführst.

Teil 2

Um die Lösung **B** herzustellen, wird ein Teil der Lösung **A** 20-mal verdünnt.

Entnimm hierzu präzise 5 mL (Vollpipette!) der Lösung **A** und gib diese in einen neuen 100 mL Messkolben. Fülle diesen anschließend präzise bis zur Eichmarke mit destilliertem Wasser auf.

Berechne die Konzentration der Lösung **B**:

Teil 3

Um die Lösung **C** herzustellen, welche der gewünschten Stoffmengenkonzentration von $c = 0,0025 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ entspricht, muss ein Teil der Lösung **B** weiter verdünnt werden.

Berechne, wie viel Milliliter der Lösung **B** entnommen und auf 50 mL aufgefüllt werden müssen, um Lösung **C** mit der gewünschten Konzentration zu erhalten.

Entnimm präzise (Vollpipette!) das berechnete Volumen der Lösung **B** und gib diese in einen neuen 50 mL Messkolben. Fülle diesen anschließend präzise bis zur Eichmarke **mit verdünntem Ammoniak** ($c = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) auf. Durch den Einsatz von verdünntem Ammoniak bildet sich ein tiefblauer Kupferkomplex, der es späterhin vereinfacht, die genaue Konzentration der Lösung zu überprüfen.

Praktikum 7 – Herstellen von Lösungen

Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, verschiedene Lösungen mithilfe von unterschiedlichen Konzentrationsangaben durch Einwiegen von Stoffen oder durch Verdünnung bereits vorhandener Lösungen herzustellen.

Lösung A

Berechne, wie viel Gramm Stärke eingewogen werden müssen, um 100 g einer 0,2%igen Stärkelösung zu erhalten.

Lasse dein Resultat vom Lehrer kontrollieren und wiege anschließend die benötigte Stärke in einem 250 mL Becherglas ab und gib 100 mL destilliertes Wasser hinzu. Gib einen Rührfisch hinzu und erhitze die Lösung auf einem Magnetprüher bis zum Sieden. Entferne die Stärkelösung dann vom Magnetprüher und lasse sie abkühlen.

Lösung B

Berechne, wie viel Milliliter Schwefelsäure der Stoffmengenkonzentration $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ auf 50 mL verdünnt werden müssen, um eine Schwefelsäurelösung der Stoffmengenkonzentration $c = 0,08 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ zu erhalten.

Lasse dein Resultat vom Lehrer kontrollieren. Miss anschließend das berechnete Volumen an Schwefelsäure mithilfe einer geeigneten Pipette ab und gib diese in einen 50 mL Messkolben. Fülle mit destilliertem Wasser bis zum Eichstrich auf.

Lösung C

Berechne, wie viel Gramm Natriumsulfit eingewogen werden müssen um 100 mL einer Lösung der Stoffmengenkonzentration $c = 0,02 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ zu erhalten.

Lasse dein Resultat vom Lehrer kontrollieren und wiege anschließend die berechnete Menge an Natriumsulfit auf einem Uhrglas ab. Gib diese mithilfe eines Feststofftrichters in einen 100 mL Messkolben und füge dann mithilfe

einer geeigneten Pipette 1 mL Ethanol sowie die gesamte **Lösung B** in den Messkolben hinzu. Fülle mit destilliertem Wasser bis zum Eichstrich auf und beschrifte den Messkolben mit einem Permanentmarker.

Lösung D

Berechne, wie viel Gramm Kaliumiodat (KIO_3) eingewogen werden müssen, um 100 mL einer Lösung der Massenkonzentration $\beta = 4,3 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ zu erhalten.

Lasse dein Resultat vom Lehrer kontrollieren und wiege anschließend die berechnete Menge an Kaliumiodat auf einem Uhrglas ab. Gib diese mithilfe eines Feststofftrichters in einem 100 mL Messkolben und befülle ihn dann etwa zur Hälfte mit destilliertem Wasser. Schwenke den Messkolben, bis sich das Kaliumiodat vollständig gelöst hat. Fülle dann mit destilliertem Wasser bis zum Eichstrich auf und beschrifte den Messkolben mit einem Permanentmarker.

Vermischen der Lösungen

Nimm eine leere 500 mL – Colaflasche und befolge die folgenden Punkte in exakt dieser Reihenfolge:

- 1) Gib 280 mL destilliertes Wasser in die Colaflasche.
- 2) Miss 20 mL der Lösung A mithilfe eines Messzylinders ab und gib diese hinzu.
- 3) Gib die gesamte Lösung C hinzu.
- 4) Verschließe die Flasche und schüttele kräftig.
- 5) Überführe die Lösung D zunächst von dem Messkolben in ein Becherglas und gib anschließend **rasch** die gesamte Lösung D in die Colaflasche hinzu. Verschließe die Flasche und schüttele kurz. Stelle sie dann auf den Tisch und beobachte aufmerksam.

Praktikum 8 – Organische Moleküle

Teil 1: die Verbrennung von Kohlenwasserstoffen

Der Gasbrenner im Chemielabor wird meistens mit Methangas betrieben. Durch Öffnen oder Schließen der Luftzufuhr am Schaft des Brenners kann entweder eine leuchtende oder eine rauschende Flamme erzeugt werden. Diese unterschiedlichen Flammen sind auf die zwei Arten der Verbrennung zurückzuführen, die **vollständige** bzw. die **unvollständige Verbrennung**.

a) Die unvollständige Verbrennung

Entzünde den Gasbrenner und halte die Luftzufuhr geschlossen. Halte anschließend die Unterseite einer Porzellanschale mithilfe einer Tiegelzange für ein paar Sekunden in die leuchtende Flamme des Gasbrenners.

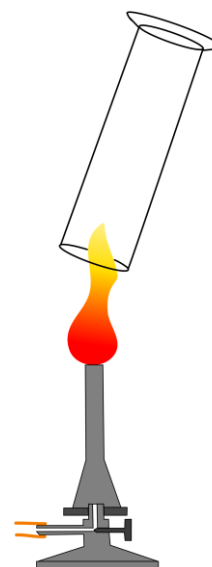
Beobachtung

Schlussfolgerung

Halte einen Standzylinder, mit der Öffnung nach unten gerichtet, kurz in die leuchtende Flamme des Gasbrenners.

Beobachtung

Schlussfolgerung



Reaktionsgleichung (unvollständige Verbrennung von Methan)

b) Die vollständige Verbrennung

Entzünde den Gasbrenner und öffne die Luftzufuhr vollständig. Halte anschließend die Unterseite einer (sauberen) Porzellanschale mithilfe einer Tiegelzange für ein paar Sekunden in die rauschende Flamme des Gasbrenners.

Beobachtung

Schlussfolgerung

Miss ungefähr 20mL Kalkwasser (wässrige Calciumhydroxid-Lösung) in einem Messzylinder ab. Halte dann einen Standzylinder, mit der Öffnung nach unten gerichtet, während ein paar Sekunden etwa 20cm über die rauschende Flamme des Bunsenbrenners. Drehe den Standzylinder anschließend um und gib das gesamte Kalkwasser in Standzylinder hinzu. Verschließe diesen sofort mit dem entsprechenden Deckel.

Beobachtung

Schlussfolgerung

Halte den Deckel fest und schüttele den Standzylinder mit dem Kalkwasser kräftig.

Beobachtung

Schlussfolgerung

Reaktionsgleichung (Kalkwasserprobe)

Reaktionsgleichung (vollständige Verbrennung von Methan)

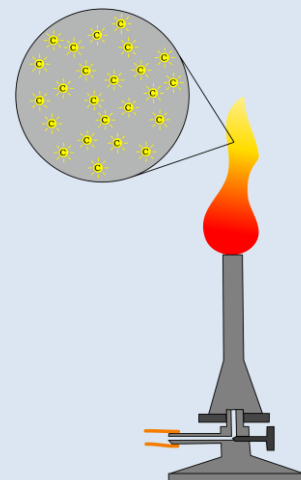
Bemerkung

Die Verbrennungen aller Kohlenwasserstoffe verlaufen nach dem gleichen Schema.

Exkurs

Die unterschiedlichen Farben der Bunsenbrennerflammen

Wie zuvor bewiesen wurde, bildet sich bei der unvollständigen Verbrennung von Methan elementarer Kohlenstoff. Diese mikroskopisch kleinen Kohlenstoffpartikel werden dabei so heiß, dass diese beginnen zu glühen und somit für die charakteristische gelbe Farbe der Flamme verantwortlich sind. Bei geöffneter Luftzufuhr wird der Flamme ausreichend Sauerstoff zugeführt, sodass das Methangas vollständig verbrennen kann. Dabei entstehen keine Kohlenstoffpartikel und die Flamme erreicht eine weitaus höhere Temperatur von bis zu 1500 °C, wodurch diese dann blau erscheint.



Teil 2: isomere Verbindungen

Jede Gruppe baut mithilfe des Molekülbaukastens ein Isomer von C_8H_{18} , das eine beliebige Anzahl an Seitenketten besitzt. Die Halbstruktur- sowie die Skelettformel und der systematische Name dieses Isomers werden in der Tabelle eingetragen. Anschließend wird das Isomer an eine andere Gruppe weitergereicht, die dieses dann ebenfalls identifizieren und in ihrer Tabelle eintragen. Wiederhole diesen Vorgang insgesamt viermal.

Gruppe	Halbstrukturformel	Skelettformel
--------	--------------------	---------------

1

Name:

2

Name:

3

Name:

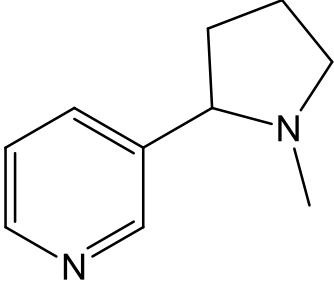
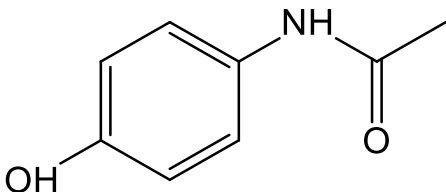
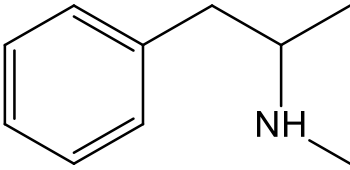
4

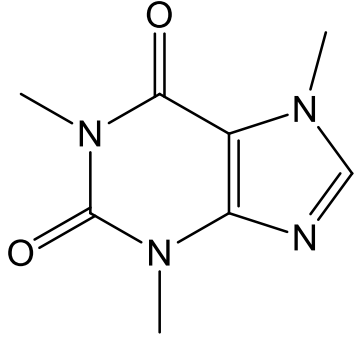
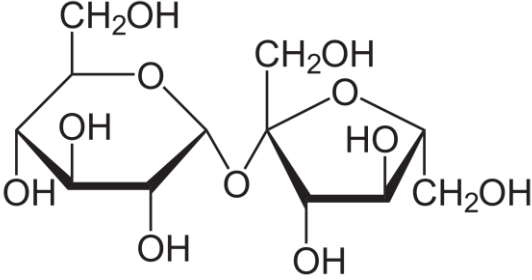
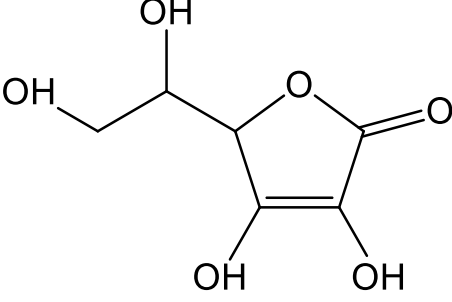
Name:

Teil 3: berühmte, organische Verbindungen

In den folgenden Abbildungen sind die Skelettformeln von berühmten, organischen Molekülen zu erkennen. Diese können, neben den bereits bekannten Alkylgruppen, ebenfalls Atome von anderen Elementen wie beispielsweise Sauerstoff oder Stickstoff enthalten, sowie ebenfalls Doppelbindungen.

Bestimme die Summenformeln der hier dargestellten Moleküle. Recherchiere anschließend im Internet, um welche Stoffe es sich dabei handelt. **Achtung!** Bei einigen Summenformeln existieren mehrere mögliche Isomere. Achte also darauf, dass die Stoffe auch exakt den hier abgebildeten Molekülen entsprechen!

	Summenformel: C H N
	Summenformel: C H N O
	Summenformel: C H N
	Stoff:

	<p>Summenformel:</p> <p>C H N O</p>
	<p>Summenformel:</p> <p>C H O</p>
	<p>Summenformel:</p> <p>C H O</p> <p>Stoff:</p>

Teil 4: Aufgabe

Formuliere die Reaktionsgleichungen für die vollständige und die unvollständige Verbrennung deines Isomers aus Teil 2.

Praktikum 9 – Reaktionen von Säuren

a) Reaktion von Säuren mit Metallen

Gib etwa 3 mL Salzsäure (2M) zu den folgenden Stoffen und identifiziere gegebenenfalls das entstehende Gas.

Eisenwolle, Magnesiumband, Kupferblech, Zinkgranalie, Silberdraht.

Beobachtungen

Reaktions- und Ionengleichungen

Formuliere die Gleichungen der hier abgelaufenen Reaktionen. Vereinfache sie!

Schlussfolgerung

b) Reaktion von Säuren mit Metalloxiden

Gib eine Spatelspitze der folgenden Metalloxide jeweils in ein Reagenzglas und gib etwa 3 mL der entsprechenden Säure hinzu:

Calciumoxid + Salpetersäure (2M)

Magnesiumoxid + Schwefelsäure (2M)

Kupfer(II)-oxid + Salzsäure (5M)

Beobachtungen

Reaktionsgleichungen

Formuliere die Gleichungen der hier abgelaufenen Reaktionen. Vereinfache sie!

Schlussfolgerung

c) Reaktion von Säuren mit Salzen

Gib etwa 3 mL der angegebenen Säure zu den folgenden Salzen oder Salzlösungen hinzu.

Natriumcarbonat + Phosphorsäure (1M)

Silbernitrat + Salzsäure (2M)

Bariumchlorid + Schwefelsäure (2M)

Beobachtungen

Reaktionsgleichungen

Formuliere die Reaktionsgleichungen der hier abgelaufenen Reaktionen.

Schlussfolgerung

d) Reaktion von Säuren mit Basen

Ein Thermometer wird in einer Kristallisierschale positioniert, in der exakt 25 mL Salzsäure 2M vorgelegt wurden. Anschließend werden exakt 25 mL Natronlauge 2M hinzugegeben und die Temperatur wird währenddessen verfolgt.

Beobachtung

Schlussfolgerung

Die Kristallisierschale wird anschließend beiseitegestellt und bis zum nächsten Praktikum offenstehen gelassen.

Praktikum 10 – Neutralisation

a) Reaktion von Säuren mit Basen

Im abschließenden Versuch des vorherigen Praktikums wurden exakt 25 mL Salzsäure 2M mit 25 mL Natronlauge 2M in einer kleiner Kristallisierschale vermischt. Dabei ist die Temperatur des Reaktionsgemischs leicht angestiegen, was darauf hindeutete, dass eine exotherme, chemische Reaktion stattgefunden hatte.

Beschreibung der Kristallisierschale, mehrere Wochen nach dem Versuch:

Schlussfolgerung

Reaktionsgleichung

Ionengleichung

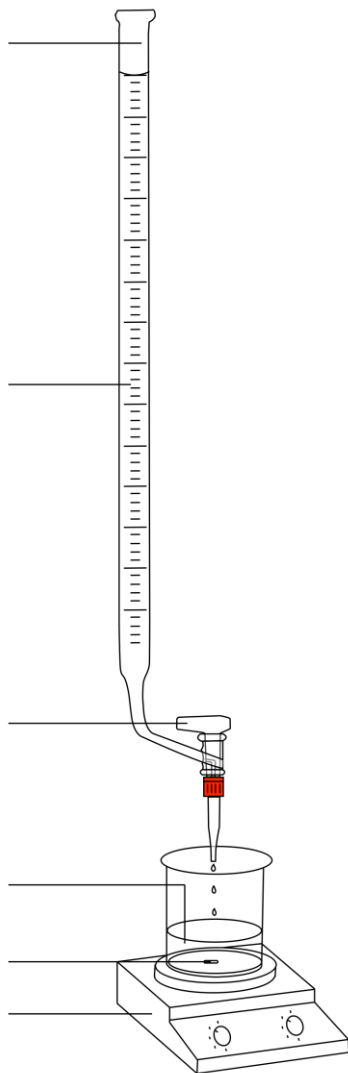
Vereinfachte Ionengleichung

Anhand der vereinfachten Ionengleichung lässt sich sehr gut erkennen, dass es die Wasserstoff- und die Hydroxid-Ionen sind, die hier reagiert, und dabei Wasser gebildet haben. Solche Reaktionen bezeichnet man als **Neutralisation**. Der Name dieser Reaktion ergibt sich daraus, dass die entstehenden Produkte, Wasser und Kochsalz, pH-neutral sind. Analoge Reaktionen finden bei der Reaktion einer beliebigen Säure mit einer beliebigen Base statt, wobei stets das entsprechende Salz und Wasser gebildet werden.

Allgemeines Reaktionsschema

b) Titrationen

Genau diese Neutralisationsreaktionen macht man sich bei der quantitativen Analyse zunutze, um die Konzentration einer beliebigen Säure oder Base zu bestimmen. Bei der sogenannten **Titration** wird ein bekannter Stoff, dessen Konzentration unbekannt ist, in einer gezielten chemischen Reaktion mit einer Maßlösung umgesetzt, deren Konzentration genau bekannt ist. Das Volumen der verbrauchten Maßlösung wird dabei genau gemessen und die unbekannte Konzentration der Probelösung anschließend stöchiometrisch berechnet.



Herzstück jeder Titration ist die **Bürette**.

Diese dient dazu, eine **Maßlösung** tröpfchenweise zur Probelösung zuzugeben, wobei das zugegebene Volumen zu jeder Zeit präzise abgelesen werden kann.

Befüllen der Bürette:

1. Ein leeres Becherglas unter die Bürette stellen. Küken vollständig öffnen und die enthaltene Flüssigkeit (destilliertes Wasser) herauslaufen lassen.
2. Trichter aufsetzen.
3. Die Bürette einmal kurz mit der Maßlösung spülen
4. Küken schließen.
5. Trichter anheben und die Bürette bis ein paar mL über 0 mit Maßlösung befüllen, dann ablaufen lassen bis auf exakt 0 (auf Markierung achten!). Dabei ebenfalls auf Luftblasen im Auslauf achten.
6. Trichter abnehmen.

Versuchsbeschreibung

Probelösung: Salzsäure (HCl) unbekannter Stoffmengenkonzentration.

Maßlösung: Natronlauge (NaOH) der Stoffmengenkonzentration $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Mithilfe einer Vollpipette werden exakt 20 mL der Salzsäure, deren Konzentration bestimmt werden soll, aufgenommen und sie in ein 250 mL Becherglas gegeben. Anschließend wird destilliertes Wasser hinzugegeben, bis das Becherglas etwa 100 mL Lösung enthält. (*Bemerkung: die genaue Menge an zugegebenem Wasser ist dabei irrelevant, da die Stoffmenge der im Becherglas enthaltenen Säure dabei nicht verändert wird!*) Diese vorgelegte Säure ist die **Probelösung**.
2. Ein Rührfisch wird in die Probelösung hinzugegeben und das Becherglas auf einem Magnetrührer positioniert.
3. Es werden 5 Tropfen Bromthymolblau zu der Probelösung hinzugegeben.
4. Der Auslauf der präzise befüllten Bürette wird über der Öffnung des Becherglases platziert und die Titration anschließend begonnen. Unter ständigem Rühren wird die Maßlösung langsam zu der Probelösung im Becherglas fließen gelassen. Wird die Farbänderung des Indikators langsamer, wird die Maßlösung nur noch tropfenweise zugegeben.
5. Verändert sich nach Zugabe eines weiteren Tropfens die Farbe des Indikators dauerhaft, so ist der sogenannte **Äquivalenzpunkt** erreicht. Die Titration wird beendet und das zugegebene Volumen an Maßlösung notiert.
6. Die Titration wird mit einer zweiten Probe wiederholt und der Mittelwert der beiden Durchgänge ermittelt.

Messwerte

Titration	Zugabe an NaOH ($0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
1	
2	
Mittelwert	

Auswertung

Bei einer Neutralisation ist der **Äquivalenzpunkt** derjenige Punkt bei der Titration, bei dem exakt die gleiche Stoffmenge an Base (bzw. Säure) zur Problelösung hinzugegeben wurde, wie die Stoffmenge der anfangs vorhandenen Säure (bzw. Base).

Praktikum 11 – Titration von Haushaltsessig

Hauptbestandteil von Haushaltsessig ist, neben Wasser, Salz und Aromastoffen, Essigsäure (CH_3COOH). Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, den Essigsäuregehalt im Haushaltsessig anhand einer Titration zu bestimmen und diesen mit dem auf der Verpackung angegebenen Wert zu vergleichen.

Als Maßlösung für diese Titration wird Natronlauge NaOH der Stoffmengenkonzentration $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ verwendet.

Reaktionsgleichung

Versuchsbeschreibung

a) Verdünnung des Essigs

Damit eine verdünnte Natronlauge als Maßlösung für diese Titration verwendet werden kann, muss der Haushaltsessig zunächst verdünnt werden.

1. Etwas Essig wird in ein kleines Becherglas gegeben.
2. Mit einer Vollpipette werden exakt 10 mL Essig aus dem Becherglas entnommen und ohne Verlust in einen 100 mL Messkolben überführt.
3. Der Messkolben wird mit destilliertem Wasser bis zum Eichstrich aufgefüllt und die Probelösung gut durchmischt.

b) Befüllen der Bürette

Die Bürette wird mit Natronlauge der Stoffmengenkonzentration $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ befüllt.

c) Entnahme der Probelösung

1. Von der zuvor hergestellten Probelösung werden mithilfe einer Vollpipette exakt 20 mL entnommen und ohne Verlust in ein Becherglas überführt. Anschließend wird destilliertes Wasser hinzugegeben, bis das Becherglas etwa 100 mL Lösung enthält.

2. Es werden 3 Tropfen des Indikators Phenolphthalein und ein Rührfisch zur Probelösung hinzugegeben.

d) Durchführung der Titration

Die Probelösung wird auf einem Magnetrührer positioniert und bis zum Äquivalenzpunkt titriert. Die Titration wird mit einer zweiten Probe wiederholt und der Mittelwert der beiden Durchgänge ermittelt.

Messwerte

Titration	Zugabe an NaOH ($0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
1	
2	
Mittelwert	

e) Auswertung

1. Berechne die Stoffmengenkonzentration der Essigsäure in der verdünnten Probelösung.
2. Berechne die Stoffmengenkonzentration der Essigsäure im Haushaltsessig.
3. Berechne die Massenkonzentration der Essigsäure im Haushaltsessig.
4. Bestimme die Dichte des Haushaltsessigs experimentell.
5. Berechne den Massenanteil des Haushaltsessigs in % und vergleiche diesen mit dem auf der Verpackung angegebenen Wert.

Praktikum 12 – Redoxreaktionen

Ziel dieses Praktikums ist es, einige Redoxreaktionen durchzuführen, das Oxidationsmittel und das Reduktionsmittel zu erkennen und die Teilgleichungen der Oxidation und Reduktion zu formulieren.

Versuch 1: Reaktion von Eisen und Kupfer(II)-sulfat

Gib etwa 50 mL Kupfer(II)-sulfat-Lösung ($c = 0,1 \text{ M}$) in ein 100 mL Becherglas. Poliere einen Eisennagel mit einem kleinen Streifen Schleifpapier und tauche ihn für etwa 10 Sekunden in die Kupfer(II)-sulfat-Lösung.

Beobachtungen

Schlussfolgerung

Bemerkung: Bei dieser Reaktion werden Eisen(II)-Ionen (Fe^{2+}) gebildet.

Aufstellen der Redoxgleichung

1) Edukte:

2) Produkte:

3) Teilgleichungen:

Versuch 2: Reaktion von verdünnter Salzsäure mit Calcium

Gib 2-3 mL Salzsäure ($c = 2 \text{ M}$) in ein Reagenzglas. Füge anschließend ein kleines Stück Calcium hinzu. Identifiziere das entstehende Gas.

Beobachtungen

Schlussfolgerung

Aufstellen der Redoxgleichung

1) Edukte:

2) Produkte:

3) Teilgleichungen:

Versuch 3: Reaktion von konzentrierter Salpetersäure mit Kupfer

Führe diese Reaktion ausschließlich unter dem Abzug durch!

Gib ein paar Kupferspäne in ein Reagenzglas. Füge etwa 5 mL Salpetersäure ($c = 5 \text{ M}$) hinzu.

Beobachtungen

Bemerkung: Bei dem braunen Gas handelt es sich um Stickstoffdioxid. Bei der Reaktion entsteht jedoch zunächst Stickstoffmonoxid (NO), welches beim Kontakt mit dem Luftsauerstoff in Stickstoffdioxid umgewandelt wird.

Aufstellen der Redoxgleichung

1) Edukte:

2) Produkte:

3) Teilgleichungen:

Versuch 4: Reaktion von Kaliumpermanganat mit Eisen(II)-chlorid

In einem 100 mL Becherglas werden 25 mL einer Eisen(II)-chloridlösung ($c = 0,1 \text{ M}$) mit 5 Tropfen Schwefelsäure ($c = 1 \text{ M}$) angesäuert. Gib nun 20 mL Kaliumpermanganat-Lösung ($c(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ M}$) zu der Mischung und rühre um.

Beobachtungen

Bemerkung: Bei dieser Reaktion werden Eisen(III)-Ionen (Fe^{3+}) und Mangan-Ionen (Mn^{2+}) gebildet. Die Chlorid- und die Kalium-Ionen sind nicht beteiligt.

Aufstellen der Redoxgleichung

1) Edukte:

2) Produkte:

3) Teilgleichungen:

Versuch 5: Elefantenzahnpasta (Lehrerversion)

In einem hohen Standzylinder werden 5 mL Spülmittel vorgelegt. In Becherglas 1 werden 35 mL H_2O_2 35% vorbereitet. In Becherglas 2 werden 7,5 g Kaliumiodid in 7,5 mL dest. Wasser gelöst. Die Inhalte der beiden Bechergläser werden zeitgleich in den Standzylinder mit dem Spülmittel entleert.

Beobachtungen

Bemerkung: Wasserstoffperoxid (H_2O_2) wird durch die Zugabe von Iodid-Ionen (I⁻) katalytisch zersetzt. Dabei entstehen Sauerstoff und Wasserdampf, welche durch das vorhandene Spülmittel, schlagartig einen Schaum entstehen lassen.

Reaktionsgleichung

Schlussfolgerung