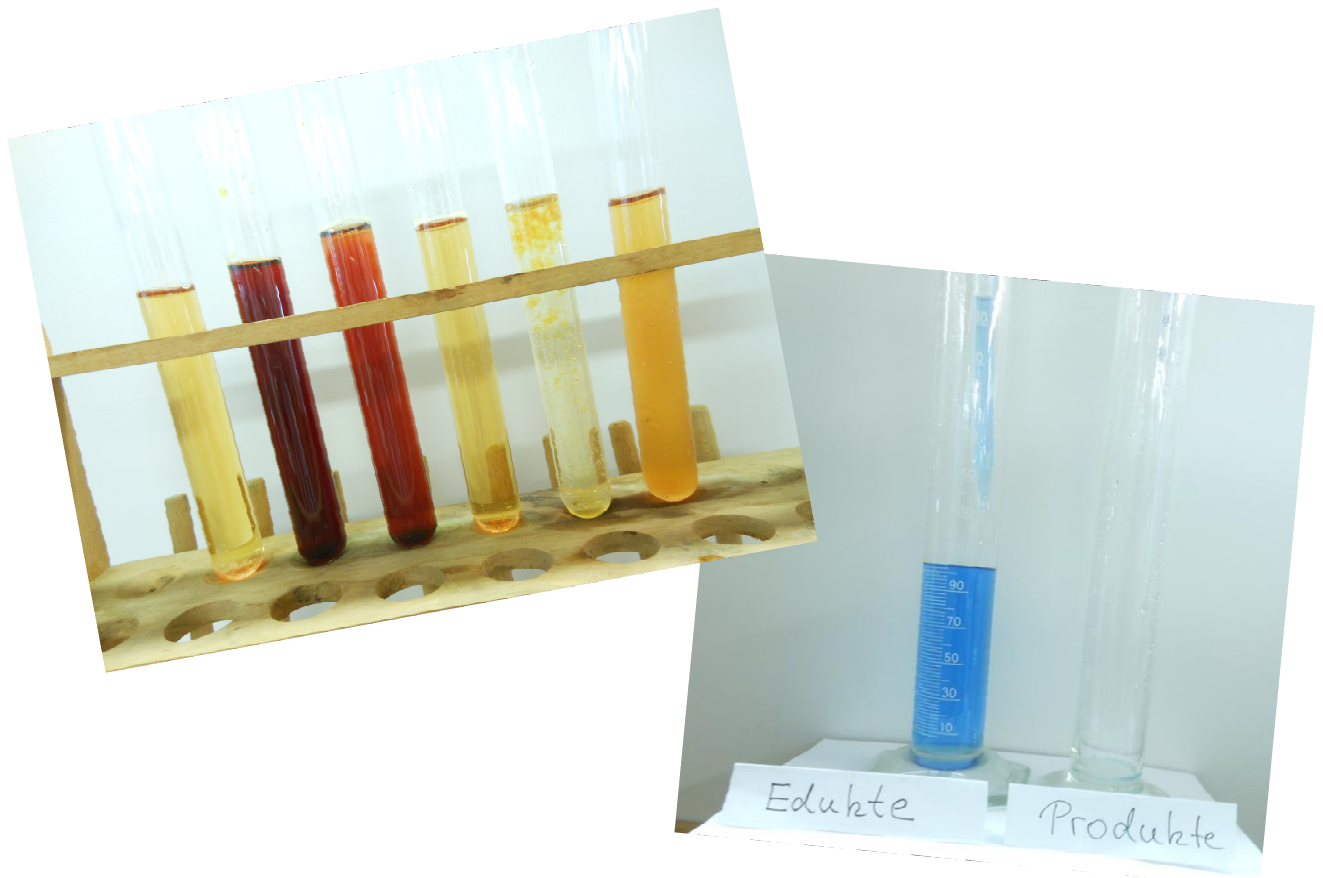


Schulversuchspraktikum

Carolin Schilling

Sommersemester 2016

Klassenstufen 11 & 12



Chemisches Gleichgewicht

Auf einen Blick:

Die Versuche dieses Protokolls bieten Möglichkeiten, das chemische Gleichgewicht experimentell zu untersuchen und auf die Abhängigkeit von verschiedenen Faktoren einzugehen. Der erste Lehrerversuch stellt ein Modellexperiment zum chemischen Gleichgewicht dar. Im zweiten Lehrerversuch wird die Temperaturabhängigkeit des bekannten Iod-Stärke-Gleichgewichts beleuchtet. Der erste Schülerversuch behandelt das Prinzip von Le Chatelier anhand von Konzentrations- und Temperaturänderungen am Beispiel Eisenthiocyanat. Das Kohlenstoffdioxid-Gleichgewicht ist Thema des letzten Schülerversuches und wird mithilfe eines Arbeitsblattes vertieft.

Inhalt

1	Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele.....	2
2	Relevanz des Themas für SuS der Klassenstufen 11&12 und didaktische Reduktion	3
3	Lehrerversuche	4
3.1	V1 – Stechheber-Modellversuch.....	4
3.2	V2 – Iod-Stärke-Gleichgewicht.....	6
4	Schülerversuche.....	9
4.1	V3 – Eisenthiocyanat- Gleichgewicht	9
4.2	V4 – Druckabhängigkeit des Kohlenstoffdioxid-Gleichgewichts	12
5	Didaktischer Kommentar zum Schülerarbeitsblatt	14
5.1	Erwartungshorizont (Kerncurriculum)	15
5.2	Erwartungshorizont (Inhaltlich).....	17

1 Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele

Gleichgewichtsreaktionen erhalten im Kerncurriculum der Oberstufe ein eigenes Basiskonzept: „Kinetik und chemisches Gleichgewicht“. Chemische Reaktionen sind meist reversibel, es findet gleichzeitig eine Hin- und Rückreaktion statt. Wo genau der Gleichgewichtszustand liegt, d. h. ob mehr Edukt oder Produkt vorliegt, ist abhängig vom Verhältnis der beiden Reaktionsgeschwindigkeiten. Für jede Gleichgewichtsreaktion lässt sich ein Massenwirkungsgesetz formulieren, in das die Konzentrationen bzw. Partialdrücke der Produkte und Edukte eingehen. Die resultierende Gleichgewichtskonstante K ist temperaturabhängig. Nach dem Prinzip von Le Chatelier – Prinzip des kleinsten Zwanges – kann die Lage des Gleichgewichts durch die Faktoren Temperatur, Konzentration und Druck beeinflusst werden. Die Variation dieser Parameter ist wichtig für großtechnische Prozesse wie dem Haber-Bosch-Verfahren, um eine möglichst hohe Ausbeute erzielen zu können.

Folgende konkrete Formulierungen der Lernziele zum chemischen Gleichgewicht finden sich im Niedersächsischen Kerncurriculum:

Bereich	Die SuS...
Fachwissen	<ul style="list-style-type: none"> - beschreiben das chemische Gleichgewicht auf Stoff- und Teilchenebene. - beschreiben, dass Katalysatoren die Einstellung des chemischen Gleichgewichts beschleunigen. - wenden das Prinzip von Le Chatelier an. - formulieren das Massenwirkungsgesetz. - können anhand der Gleichgewichtskonstanten Aussagen zur Lage des Gleichgewichts machen
Erkenntnisgewinnung	<ul style="list-style-type: none"> - leiten anhand eines Modellversuchs Aussagen zum chemischen Gleichgewicht ab. - übertragen chemische Sachverhalte in mathematische Darstellungen und umgekehrt (eA). - berechnen Gleichgewichtskonstanten und –konzentrationen in wässrigen Lösungen (eA).
Kommunikation	<ul style="list-style-type: none"> - argumentieren mithilfe des Massenwirkungsgesetzes. - beschreiben mathematisch Beeinflussungen des Gleichgewichts anhand des Massenwirkungsgesetzes (eA)
Bewertung	<ul style="list-style-type: none"> - beurteilen die Bedeutung der Beeinflussung von Gleichgewichten in der chemischen Industrie und in der Natur.

Quelle: Niedersächsisches Kultusministerium. *Kerncurriculum für das Gymnasium - Schuljahrgänge 5–10*. http://db2.nibis.de/1db/cuvo/datei/kc_gym_nws_07_nib.pdf, 24.07.2016 (Zuletzt abgerufen am 24.07.2016 um 15:56 Uhr).

2 Relevanz des Themas für SuS der Klassenstufen 11&12 und didaktische Reduktion

In unserem Alltag sind wir in vielerlei Form von Gleichgewichtsreaktionen umgeben. In unserem Körper sorgt der Blutpuffer dafür, dass der pH-Wert des Blutes in engen Grenzen gehalten wird. Das Kohlenstoffdioxid-Gleichgewicht spielt für Gewässer und den Treibhauseffekt unserer Erde eine entscheidende Rolle. Dieses Gleichgewicht können SuS auch im Alltag erleben, wenn sie eine Flasche Mineralwasser öffnen und Gasblasen entweichen.

Gleichgewichtsreaktionen stellen eine Basis für das Verständnis von Löslichkeitsvorgängen, Säure-Base-Reaktionen oder Reaktionen von Gasen dar und sind damit essentiell für das Chemieverständnis in der gymnasialen Oberstufe. Die Einführung des Massenwirkungsgesetzes (MWG) ermöglicht die Berechnung der Konzentrationen der Reaktionsteilnehmer im Reaktionsgleichgewicht. Die Anwendung des MWG kann auf homogene oder auf heterogene Gleichgewichte – wie beispielsweise das Löslichkeitsprodukt – angewendet werden. Anhand des MWG kann das Löslichkeitsprodukt als Konstante sowie die Löslichkeit eines Salzes thematisiert werden.

Die Deutung der Ergebnisse der vorgestellten Versuche erfolgt lediglich auf qualitative Art. Die quantitative Bestimmung von Gleichgewichtskonstanten wird nicht thematisiert.

3 Lehrerversuche

3.1 V1 – Stechheber-Modellversuch

Dieses Modellexperiment zum chemischen Gleichgewicht kann sowohl als Einstiegsexperiment ins Thema als auch als Vertiefungsexperiment dienen. Ziel des Versuches ist es zu zeigen, wie sich ein chemisches Gleichgewicht einstellt. Zu Anfang des Versuches liegen nur Edukte vor, Hin- und Rückreaktion werden mithilfe von Kapillaren verschiedener Durchmesser simuliert. Die SuS lernen so, was man unter einem dynamischen Gleichgewicht versteht.

Die Begrifflichkeiten zum Chemischen Gleichgewicht – Reaktionsgeschwindigkeit, Gleichgewichtslage – können anhand des Versuches erarbeitet oder aber vertieft werden.

Gefahrenstoffe		
Bromthymolblau	H: -	P: -
Wasser	H: -	P: -
		

Materialien: 2 Messzylinder, Pipetten oder andere Kapillaren verschiedener Durchmesser

Chemikalien: Wasser, Farbe oder Bromthymolblau

Durchführung: Der erste Messzylinder wird mit einer selbst gewählten Menge Wasser gefüllt, das z.B. mit einigen Tropfen Bromthymolblau angefärbt wird. Der andere Messzylinder ist leer. Mit Hilfe einer dicken Kapillare wird eine dem Wasserstand entsprechende Flüssigkeitssäule in den zweiten leeren Zylinder übertragen. Hierzu muss das Glasrohr den Boden des Zylinders berühren.

Gleichzeitig wird analog dazu mit Hilfe eines dünnen Glasrohres eine entsprechende Wassermenge zurück in den ersten Messzylinder übertragen. Der Prozess wird so lange wiederholt, bis der jeweilige Wasserstand der beiden Messzylinder konstant bleibt. Die Wasservolumina der beiden Messzylinder werden bei jedem Umfüllschritt notiert.

Beobachtung: Nach einer bestimmten Anzahl von Hebeversuchen (hier 18) bleibt der Füllstand in beiden Messzylindern gleich.



Abb. 1 - Aufbau des Stechheber-Experiments

Deutung: Dieser Versuch stellt ein Modell für den Ablauf einer chemischen Reaktion dar. Bei den meisten chemischen Reaktionen findet eine Hin- und eine Rückreaktion statt. Im Modell ist die Hinreaktion der Wassertransport vom Eduktmesszylinder zum Produktmesszylinder mit der dicken Kapillare und die Rückreaktion stellt der Wassertransport vom Produktmesszylinder zum Eduktmesszylinder mit der dünnen Kapillare dar. Die Geschwindigkeitskonstanten der Hin- und Rückreaktion ist im Modell durch den unterschiedlichen Durchmesser der Glasrohre und den damit verbundenen Wassermengentransport gegeben. Bei der Hinreaktion wird durch das dicke Glasrohr ein größeres Volumen in den zweiten Standzylinder transportiert als umgekehrt mit dem dünnen. In der Hinreaktion kann dadurch eine höhere Konzentration von Edukten miteinander zum Produkt reagieren, wodurch die Konzentration der Produkte schneller zunimmt. Im Gleichgewichtszustand bleiben die Wassermengen in den Standzylindern konstant trotz des weiteren Ablaufs der Hin- und Rückreaktion im Modellversuch.

Entsorgung: Die Entsorgung erfolgt im Abfluss.

Literatur:

Seilnacht, T., <http://www.seilnacht.com/versuche/gleichg.html#2>, 03.08.2016 (Zuletzt abgerufen am 03.08.2016 um 19:35Uhr).

Beide Kapillaren sollten gleichzeitig ins jeweils andere Gefäß umgesetzt werden, damit nicht die Fehlvorstellung entsteht, dass erst die Hin- und dann die Rückreaktion stattfindet. Zudem sollte bei der Wahl der Kapillaren beachtet werden, dass am Ende des Versuches unterschiedliche Volumina an Produkt und Edukt vorliegen, damit die Gleichgewichtseinstellung nicht damit verknüpft wird, dass zwangsläufig gleiche Mengen an Produkten und Edukten entstehen müssen.

Der Versuch eignet sich besonders gut als Lehrerversuch, da er als Einstiegsexperiment dazu verwendet werden kann, einen kognitiven Konflikt bei den SuS hervorzurufen. Der Versuch ist besonders eindrucksvoll, wenn er im großen Maßstab mit hohen Standzylindern vor der Klasse durchgeführt wird.

3.2 V2 – Iod-Stärke-Gleichgewicht

Dieser Versuch zur Temperaturabhängigkeit eines chemischen Gleichgewichts beruht auf dem Stärkenachweis, der aus dem Biologieunterricht der Unterstufe im Rahmen des Themas Photosynthese bekannt sein sollte. Den grundsätzlichen Aufbau von Stärke kennen die SuS daher. Die genauen chemischen Aspekte können mithilfe des Versuches erarbeitet werden.

Gefahrenstoffe		
Kaliumiodid	H: 373	P: 260-314
Iod	H: 332-312-400	P: 273-302+352
Stärke	H: -	P: -
Wasser	H: -	P: -
		

Materialien: 2 Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Holzklammer, 3 mittelgroße Bechergläser, Gasbrenner, Dreifuß mit Drahtnetz, Pipette mit Hütchen

Chemikalien: Iod-Kaliumiodid-Lösung (0,5%ig), Stärke, Wasser, Eis

Durchführung: Durch Aufkochen der Stärke in Wasser wird eine Stärkelösung hergestellt ($w = 1\%$). Die Lösung wird auf Raumtemperatur abgekühlt. Die zwei Reagenzgläser werden halbvoll mit Stärkelösung gefüllt. Zu beiden Reagenzgläsern werden so lange Tropfen der Iod-Kaliumiodid-Lösung gegeben, bis die

anfänglich bläuliche Farbe nach kurzem Schütteln der Reagenzgläser nicht mehr verschwindet.

Parallel dazu werden ein heißes Wasserbad (ca. 60°C), sowie ein Becherglas mit kaltem Wasser vorbereitet. Eine der beiden Proben wird im Wasserbad erwärmt, bis eine Veränderung eintritt. Daraufhin wird sie in kaltem Wasser abgekühlt. Der Vorgang kann mehrmals wiederholt werden. Die andere Probe dient als Vergleich.

Beobachtung: Nach Zugabe der Iod-Kaliumiodid-Lösung verfärbt sich die Stärkelösung blauviolett. Nach Erwärmung der Probe entfärbt sich die Lösung. Mit zunehmender Abkühlung der Lösung tritt der blaue Farbeffekt wieder ein.

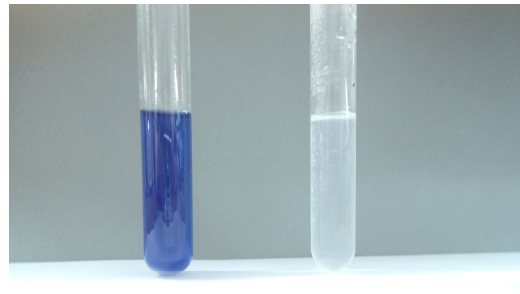
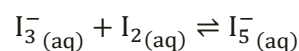
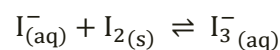


Abb. 2 - Probe vor (links) und nach dem Erhitzen (rechts)

Deutung: Die beobachtete Reaktion ist reversibel (von blau über farblos zurück zu blau). Diese Umkehrbarkeit lässt sich nur dann erklären, wenn man davon ausgeht, dass zwischen Edukten und Produkten ein dynamisches chemisches Gleichgewicht besteht. Es finden folgende Reaktionen statt:

Im ersten Schritt erfolgt die Bildung von Triiodid bzw. Polyiodidionen:



Diese Polyiodidketten lagern sich reversibel in das Stärkepolymer ein, wodurch eine blaue Färbung entsteht.



Die Ketten können gut in die Stärke-Helix eingebaut werden und interagieren mit den Hydroxygruppen der Zuckermoleküle. In den Polyiodidketten ist die negative Ladung des Iodids über die gesamte Kette delokalisiert und die Elektronensysteme lassen sich leicht durch sichtbares Licht anregen,

absorbieren also einen Teil des Lichtes. Daher erscheint der Komplex unserem Auge intensiv blau gefärbt.

Befindet sich das System im Gleichgewicht, so werden in der Hinreaktion genauso viele Iod-Stärke-Komplexe gebildet, wie durch die Rückreaktion zerfallen. Die Reaktion hin zum Iod-Stärke-Komplex verläuft exotherm unter Wärmeabgabe. Nach dem Prinzip von Le Chatelier weicht das chemische Gleichgewicht bei einer Erwärmung dem ausgeübten Zwang aus. Eine Erwärmung begünstigt also die endotherme Teilreaktion und das Gleichgewicht verschiebt sich in Richtung der Ausgangsstoffe, die Lösung entfärbt sich. Beim Abkühlen wird die exotherme Teilreaktion wieder begünstigt und die Bildung des Iod-Stärke-Komplexes wird gefördert.

Entsorgung: Die Lösungen werden mit Thiosulfat neutralisiert und im Abfluss entsorgt.

Literatur:

Seilnacht, T., <http://www.seilnacht.com/versuche/gleich.html#2>, 03.08.2016 (Zuletzt abgerufen am 03.08.2016 um 19:35Uhr)

Der Versuch kann in der Qualifikationsphase in das Thema Kohlenstoffe eingebaut werden. Die Reaktion kann in diesem Kontext als Nachweis von Stärke in Lebensmitteln genutzt werden. Dazu können bekannte Nahrungsmittel wie Kartoffeln oder Nudeln auf ihren Stärkegehalt untersucht werden.

Wichtig: Die Stärkelösung muss vor der Verwendung aufgekocht werden.

4 Schülerversuche

4.1 V3 – Eisenthiocyanat- Gleichgewicht

In diesem Versuch kann die Konzentrations- und Temperaturabhängigkeit der Gleichgewichtslage qualitativ untersucht und das Prinzip von Le Chatelier eingeführt oder vertieft werden. Als Einführungsversuch muss kein Vorwissen bezüglich des chemischen Gleichgewichtes vonseiten der SuS vorhanden sein. Die Begriffe exotherme und endotherme Reaktion werden als Vorwissen aus der Unterstufe vorausgesetzt. Als Übungsexperiment muss den SuS das Prinzip von Le Chatelier bekannt sein, um die Beobachtungen erklären zu können.

Gefahrenstoffe		
Eisen(III)-chlorid	H: 302-315-318-317	P: 280-301+312-302+352-305+351+338-310-501
Ammoniumthiocyanat	H: 302+312+332-412	P: 273-302+352
Ammoniumchlorid	H: 302-319	P: 305+351+338
Wasser	H: -	P: -
		

Materialien: 6 Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Holzklammer, 5 mittelgroße Bechergläser, Gasbrenner, Dreifuß mit Drahtnetz, Spatel

Chemikalien: Eisen(III)-chlorid, Ammoniumthiocyanat, Ammoniumchlorid, Wasser

Durchführung: Es werden 1,6 g Eisen(III)-chlorid und 2,3 g Ammoniumthiocyanat in jeweils 200 mL Wasser gelöst. Beide Lösungen werden vereinigt und so lange mit Wasser verdünnt, bis die Lösung hellrot erscheint.

6 Reagenzgläser werden zur Hälfte mit der Stammlösung gefüllt. Parallel dazu werden ein heißes Wasserbad sowie ein Eisbad vorbereitet.

Rg 1: Vergleichslösung

Rg 2: Zugabe einer Spatelspitze FeCl_3

Rg 3: Zugabe einer Spatelspitze NH_4SCN

Rg 4: Zugabe einer Spatelspitze NH_4Cl

Rg 5: Erwärmen der Stammlösung im heißen Wasserbad

Rg 6: Abkühlen der Stammlösung in Eiswasser

Beobachtung: Im zweiten und dritten Reagenzglas ist ein Farbumschlag nach dunkelrot erkennbar. Die Farbe des vierten Reagenzglases ändert sich bei Zugabe von Ammoniumchlorid nicht. Beim Erwärmen entfärbt sich die Lösung im fünften Reagenzglas, beim Kühlen wird der Orangeton im letzten Reagenzglas intensiver.

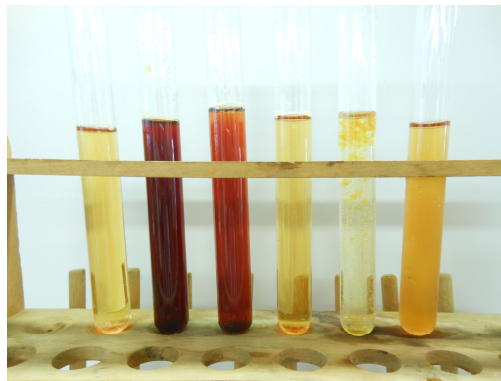
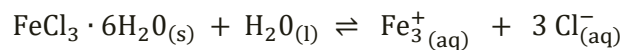
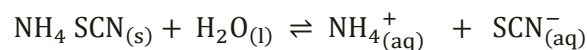


Abb. 3 - Die verschiedenfarbigen Lösungen der Reagenzgläser 1-6

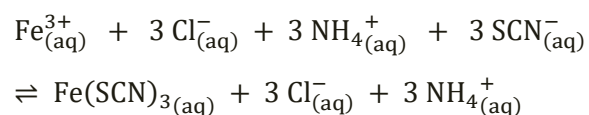
Deutung: Eisen(III)-chlorid dissoziiert in Wasser nach folgender Reaktionsgleichung:



Kaliumthiocyanat dissoziiert in Wasser nach folgender Reaktionsgleichung:



In wässriger Lösung reagieren die Komponenten beim Zusammengeben dann folgendermaßen:



Die gebildete Verbindung Eisenthiocyanat verursacht die rote Farbe der Lösung. Die beiden restlichen Ionen sind in wässriger Lösung farblos. Bei genügend starker Verdünnung des Eisenthiocyanat-Komplexes mit destilliertem Wasser verschwindet die blutrote Färbung, da der Eisenthiocyanat-Komplex in die Eisenhexaqua-Komplex-Kationen und in Thiocyanat-

Anionen zerfällt. Die nun braun-gelbe Färbung der Lösung beruht auf dem Eisenhexaqua-Komplex.

In den Reagenzgläsern 2 und 3 vertieft sich die Farbe, also wird mehr an Eisenthiocyanat gebildet als in der Vergleichsprobe 1. Dies kann nur dann geschehen, wenn es sich bei der Reaktion um eine Gleichgewichtsreaktion handelt. In diesem Fall besteht ein chemisches Gleichgewicht zwischen den Eisen(III)-Ionen und den Thiocyanat-Ionen, die zu Eisenthiocyanat reagieren. Erhöht man nun auf der Eduktseite die Konzentration, so kann diese höhere Konzentration nach dem Prinzip von Le Chatelier nur durch die Erzeugung von mehr Eisenthiocyanat ausgeglichen werden. Es reagieren also die zusätzlichen Eisenhexaqua-Komplexionen mit den bereits vorhandenen Thiocyanat-Anionen unter erneuter Bildung von Eisenthiocyanat.

In den Reagenzgläsern 4 und 5 findet eine Farbaufhellung statt, also werden vermehrt Eisen(III)-Ionen und Thiocyanationen gebildet. Bei Reagenzglas 4 wird durch die Zugabe von Kaliumchlorid die Ionenkonzentration von Kalium und Chlorid auf der Produktseite der Gleichung erhöht. Im Gegenzug muss mehr Eisenthiocyanat dissoziieren, um die Konzentrationen auf der Eduktseite zu erhöhen. Folglich wird die Lösung heller. Da beim Erwärmen der Lösung in Reagenzglas 5 die Farbintensität abnimmt, verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite der Ausgangsstoffe. Bei einer Temperaturerhöhung nehmen die Reaktionsgeschwindigkeiten der Hin- und der Rückreaktionen zu, d.h. das Gleichgewicht stellt sich schneller ein. Bei exothermer Hinreaktion verschiebt sich das Gleichgewicht nach links, bei endothermer Hinreaktion verschiebt sich das Gleichgewicht nach rechts. Folglich muss es sich bei der Bildung des Eisenthiocyanatkomplexes um eine exotherme Reaktion handeln, da sich die Lösung in Reagenzglas 5 nach Wärmezufuhr entfärbt. Die exotherme Reaktion wird in Reagenzglas 6 begünstigt, daher entsteht mehr Eisenthiocyanat und die Lösung wird dunkler.

Entsorgung: Die Lösungen werden mit Thiosulfatlösung neutralisiert und im Abfluss entsorgt.

Literatur:

Hollmach, Sandra; Habel, Christoph, Didaktik der Chemie der Universität Bayreuth, <http://daten.didaktikchemie.uni-bayreuth.de/umat/gleichgewicht/gleichgewicht.htm>, 03.08.2016 (Zuletzt abgerufen am 03.08.2016 um 19:45 Uhr)

Der Versuch bietet den Vorteil, dass sowohl die Konzentrations- als auch die Temperaturabhängigkeit des chemischen Gleichgewichts anhand einfacher Farbveränderungen untersucht werden können. Im weiteren Verlauf kann auf den Nachweis von Eisen(III)-Ionen mittels Ammonium- oder Kaliumthiosulfatlösung als Analyseverfahren eingegangen werden.

4.2 V4 – Druckabhängigkeit des Kohlenstoffdioxid-Gleichgewichts

Beim Verbrennungsvorgang und auch bei der Atmung wird Kohlenstoffdioxid produziert. Wir Menschen produzieren pro Tag etwa ein Kilogramm Kohlenstoffdioxid, welches aus dem Körper abtransportiert werden muss. Kohlenstoffdioxid reagiert mit Wasser in einer Gleichgewichtsreaktion. Dieses Gleichgewichtssystem ist von großer Bedeutung für die Funktionsfähigkeit unseres Körpers, aber auch in Bezug auf die Umwelt (Treibhauseffekt).

Die Druckabhängigkeit des Kohlenstoffdioxid-Kohlensäure-Gleichgewichtes kann im Schülerversuch im kleinen Maßstab experimentell erfahren werden.

Gefahrenstoffe		
Bromthymolblau	H: -	P: -
Mineralwasser	H: -	P: -
		

Materialien: Glasspritze, kleines Becherglas, Feuerzeug

Chemikalien: Wasser, Bromthymolblau in ethanolischer Lösung (1%)

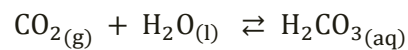
Durchführung: Es werden wenige Milliliter Mineralwasser aus einer frisch geöffneten Flasche in das Becherglas gegeben und zur besseren Erkennbarkeit der Vorgänge mit Bromthymolblau angefärbt. Anschließend wird ein wenig Flüssigkeit mit der Spritze aufgezogen und die aufgezogene Luft herausgedrückt. Daraufhin wird mithilfe eines Feuerzeuges die Spritzenöffnung zugeschmolzen. Der Spritzenstempel wird nun mit Kraft herausgezogen und danach wieder hineingedrückt. Der Vorgang lässt sich mehrmals wiederholen.

Beobachtung: Bei Zugabe von Bromthymolblau in Mineralwasser kommt es zu einer gelben Verfärbung der Lösung. Im zusammengedrückten Zustand sind kaum Gasblasen in der Lösung sichtbar. Beim Herausziehen des Stempels bilden sich vermehrt Gasbläschen, die aufsteigen. Wird der Stempel wieder hineingedrückt, so verschwinden die Gasblasen wieder.

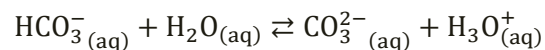
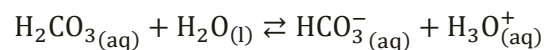


Abb. 3 - Aufstieg von Gasblasen beim Auseinanderziehen

Deutung: Gasförmiges Kohlenstoffdioxid löst sich in Wasser zu Kohlensäure.



Die Kohlensäure zerfällt in mehreren Gleichgewichtsreaktionen zu Ionen:



Wird der Druck in der Spritze durch Hineinschieben des Stempels erhöht, so erhöht sich die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser. Es reagiert mehr Kohlendioxid mit Wasser zu Kohlensäure, sodass sich das Gleichgewicht nach rechts verschiebt. Wird der Druck in der Spritze vermindert, indem man den Stempel herauszieht, verschiebt sich das Gleichgewicht nach links und es wird mehr gasförmiges Kohlenstoffdioxid frei, erkennbar an der erhöhten Bläschenbildung.

Literatur:

Wiechoczek, Dagmar; <http://www.chemieunterricht.de/dc2/mwg/g-co2h2o.htm>, 03.08.2016
(Zuletzt abgerufen am 04.08.2016 um 19:45 Uhr)

Eine praktische Anwendung der Druckabhängigkeit von Gleichgewichtsreaktionen zeigt sich bei der Dekompressionskrankheit bei Tauchern. Das Auftauchen aus tiefen Gewässern muss langsam erfolgen, da sich bei zu schnellem Auftauchen im Blut lebensgefährliche Gasblasen bilden. Dies liegt daran, dass sich bei höherem Druck mehr Gase im Blut lösen, die bei Druckabsenkung dann frei werden.

Das Kohlenstoffdioxid-Gleichgewicht und der Treibhauseffekt

Das Gas Kohlenstoffdioxid spielt bei der Erwärmung der Erdatmosphäre eine entscheidende Rolle. Die Rolle der Löslichkeit des Kohlenstoffdioxids und deren Auswirkung auf das entsprechende chemische Gleichgewicht werden im folgenden Experiment untersucht.

Gefahrenstoffe		
Bromthymolblau	H: -	P: -
Mineralwasser	H: -	P: -
		

Materialien: Glasspritze, kleines Becherglas, Feuerzeug

Chemikalien: Wasser, Bromthymolblau in ethanolischer Lösung (1%)

Durchführung: Es werden wenige Milliliter Mineralwasser aus einer frisch geöffneten Flasche in das Becherglas gegeben und zur besseren Sichtbarkeit der Vorgänge mit Bromthymolblau angefärbt. Anschließend wird ein wenig Flüssigkeit mit der Spritze aufgezogen und die aufgezogene Luft herausgedrückt. Daraufhin wird mithilfe eines Feuerzeuges die Spritzenöffnung zugeschmolzen. Der Spritzenstempel wird nun mit Kraft herausgezogen und danach wieder hineingedrückt. Der Vorgang lässt sich mehrmals wiederholen.

1. Aufgabe

Formulieren Sie das Prinzip von Le Chatelier in eigenen Worten.

2. Aufgabe

Erklären Sie die Beobachtungen des Versuches mithilfe des Prinzips von Le Chatelier.

3. Aufgabe

Erläutern Sie die Probleme, die mit dem zusätzlichen Einbringen von Kohlenstoffdioxid durch anthropogene Faktoren für die Umwelt relevant werden.

5 Didaktischer Kommentar zum Schülerarbeitsblatt

Das Arbeitsblatt kann zur Vertiefung des Prinzips von Le Chatelier anhand des Kohlenstoffdioxid-Gleichgewichts eingesetzt werden.

5.1 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

1. Aufgabe

Es handelt sich hierbei um eine reine Reproduktionsaufgabe zum Prinzip des kleinsten Zwanges. Dies dient als Wiederholung zur Bearbeitung der nächsten Aufgaben (Anforderungsbereich I).

2. Aufgabe

Die Beobachtungen des Experiments sollen mithilfe des Prinzips des kleinsten Zwanges (siehe Aufgabenteil 1) erklärt werden (Anforderungsbereich II).

3. Aufgabe

Hier ist ein Transfer der Beobachtungen aus dem Experiment auf die Umwelt gefordert. Es wird mit dem Prinzip des kleinsten Zwanges argumentiert (Anforderungsbereich III).

5.2 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

Das Kohlenstoffdioxid-Gleichgewicht und der Treibhauseffekt

1. Aufgabe

Formulieren Sie das Prinzip von Le Chatelier in eigenen Worten.

Übt man auf ein chemisches System im Gleichgewicht einen Zwang aus, so weicht es so aus, dass die Wirkung des Zwanges minimal wird.

2. Aufgabe

Erklären Sie die Beobachtungen des Versuches mithilfe des Prinzips von Le Chatelier.

Wird der Druck in der Spritze durch Hineinschieben des Stempels erhöht, so erhöht sich die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser. Es reagiert mehr Kohlendioxid mit Wasser zu Kohlensäure, sodass sich das Gleichgewicht nach rechts verschiebt. Wird der Druck in der Spritze vermindert, indem man den Stempel herauszieht, verschiebt sich das Gleichgewicht nach links und es wird mehr gasförmiges Kohlenstoffdioxid frei, erkennbar an der erhöhten Bläschenbildung.

3. Aufgabe

Erläutern Sie die Probleme, die mit dem zusätzlichen Einbringen von Kohlenstoffdioxid durch anthropogene Faktoren für die Umwelt relevant werden.

Bei einem Abkühlen der Erdtemperatur droht eine Versauerung der Gewässer, da sich die Löslichkeit für Kohlenstoffdioxid in Wasser damit erhöht. Bei einer Temperaturerhöhung droht eine Verstärkung des Treibhauseffektes durch die Freisetzung gasförmigen Kohlenstoffdioxids.