

Fällungs- und Lösungs-Gleichgewicht

Integriertes Praktikum

Verfasser:	Julian Krauß 3664757 st184060@stud.uni-stuttgart.de
Verfasser:	Luca Nils Knödler 365222 st182549@stud.uni-stuttgart.de
Verfasser:	Emil Rauscher 3659652 st182994@stud.uni-stuttgart.de
Assistentin:	Lara Hertle
Versuchsdatum:	23.01.2023
Erstabgabe:	26.01.2023
Zweitabgabe:	29.01.2023
Drittabgabe:	01.02.2023

Inhalt

1.Theorie	1
1.1 Löslichkeit und Löslichkeitsprodukt	1
1.2 Thermodynamik des Löslichkeitprodukts	2
1.2.1 Beeinflussung durch Temperaturänderung	2
1.2.2 Fremdioniger Zusatz	2
1.2.3 Schwerlösliche Verbindungen, die Komplexe bilden	2
1.2.4 Schwerlösliche Verbindungen, die protolysieren können	2
2. Versuche 1-3: Einfluss verschiedener Zusätze auf das Löslichkeitsprodukt	3
2.0 Aufgabenstellung	3
2.1 Versuch 1	3
2.1.1 Durchführung	3
2.1.2 Beobachtung	3
2.1.3 Auswertung	3
2.2 Versuch 2	4
2.2.1 Durchführung	4
2.2.2 Beobachtung	4
2.2.3 Auswertung	4
2.3 Versuch 3	5
2.3.1 Durchführung	5
2.3.2 Beobachtung	5
2.3.3 Auswertung	5
3. Versuch 4 Abhängigkeit der Löslichkeit vom pH-Wert.....	7
3.0 Aufgabenstellung	7
3.1 Durchführung	7
3.2 Beobachtung	7
3.3 Auswertung	7
4. Versuch 5: Fällungstitation einer Bromid-Lösung	8
4.0 Aufgabenstellung	8
4.1 Durchführung	8
4.2 Beobachtung	8
4.3 Versuchsauswertung.....	9

4.4 Fehlerbetrachtung	10
5. Zusammenfassung.....	10
6. Quellen	10

1.Theorie

1.1 Löslichkeit und Löslichkeitsprodukt

Jeder Stoff hat eine stoffspezifische Löslichkeit L , das heißt es kann nur eine maximale Konzentration eines Stoffes in einem Lösungsmittel erreicht werden. Das Lösen eines Stoffes kann auch als Gleichgewicht betrachtet werden.^[2]

$$K = \frac{[A]^x \cdot [B]^y}{[A_xB_y]} \quad (1)$$

Der feste Bodensatz eines exemplarischen Stoffes $[A_xB_y]$ ist nicht mehr direkt am Reaktionsgleichgewicht beteiligt. Deswegen kann das Löslichkeitsprodukt K_L wie folgt beschrieben werden.^[2]

$$K \cdot [A_xB_y] = [A^+]^x \cdot [B^-]^y = K_L \quad (2)$$

Wird die Lösung nun verdünnt, so wird die Konzentration der Ionen gesenkt, der Bodensatz löst sich also auf, bis die maximale Konzentration wieder erreicht ist. Werden zu einer gesättigten Lösung noch zusätzlich Ionen gegeben, so erhöht sich deren Konzentration. Es kommt zum Ausfall von Silberchlorid, bis sich K_L wieder eingestellt hat.

Ist die Löslichkeit gegeben, so lässt sich daraus das Löslichkeitsprodukt berechnen und umgekehrt. Allgemeiner lässt sich der Zusammenhang zwischen Löslichkeitsprodukt und Löslichkeit für den Stoff (A_xB_y) wie folgt beschreiben.^[2]

$$K_L = [A]^x \cdot [B]^y \quad (3)$$

Daraus ergibt sich für L :^[2]

$$L[A_xB_y] = \frac{1}{x}[A] = \frac{1}{y}[B] \quad (4)$$

So ergibt sich für die Konzentration der Ionen A und B folgende Gleichung: ^[2]

$$[A] = x \cdot L \cdot [A_xB_y]_{aq} \text{ und } [B] = y \cdot L \cdot [A_xB_y] \quad (5)$$

Wird die Gleichung (5) in Gleichung (3) eingesetzt, so ergibt sich für das Löslichkeitsprodukt folgende Gleichung:^[2]

$$K_L = x^2 \cdot y^2 \cdot L \cdot [A_xB_y]^{x+y} \quad (6)$$

Wird diese Gleichung nach der Löslichkeit um umgeformt, so entsteht folgende Gleichung:

$$L = \sqrt[x+y]{\frac{K_L}{x^x \cdot y^y}} \quad (7)$$

1.2 Thermodynamik des Löslichkeitprodukts

1.2.1 Beeinflussung durch Temperaturänderung

K_L ist stark temperaturabhängig. Dies kann durch die Gibbs-Helmholtz-Gleichung beschrieben werden. Mit der freien Enthalpie G , der Reaktionsenthalpie H , der Entropie S , und der Temperatur T .^[2]

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \quad (8)$$

Aus der Multiplikation mit der Temperatur lässt sich schließen, dass bei höherer Temperatur die Löslichkeit steigt.

1.2.2 Fremdioniger Zusatz

Werden Ionen nicht in reinem Wasser gelöst, sondern in einer Lösung, die noch zu größeren Mengen andere Ionen, sogenannte Fremdionen, enthält, so erhöht sich die Löslichkeit. Das ist dadurch zu erklären, dass die Ionen nicht mehr ideal hydratisiert vorliegen. Es kommt zu einer sogenannten Aggregatbildung, was zu einer scheinbaren Verringerung der Konzentration führt. Diese neue Konzentration wird als Aktivität bezeichnet, und kann mit der Debye-Hückel-Theorie beschrieben werden. Mit der Aktivität a , der Stoffmenge x und dem Aktivitätskoeffizient f .^[2]

$$a = x \cdot f \quad (9)$$

1.2.3 Schwerlösliche Verbindungen, die Komplexe bilden

Die Löslichkeit von schwerlöslichen Verbindungen kann beeinflusst werden, wenn diese lösliche Komplexe bilden können. Ist dies der Fall, so ist die Löslichkeit der Verbindung stark von der Konzentration der Komplexbildner und der Komplexbildungskonstanten abhängig.^[2]

1.2.4 Schwerlösliche Verbindungen, die protolysieren können

Die Löslichkeit von Verbindungen die protolysieren können, kann stark durch den pH-Wert beeinflusst werden. Wie gut sich eine schwerlösliche Verbindung löst, ist von seiner Löslichkeit, dem pH-Wert und der Säurekonstanten abhängig.^[2]

2. Versuche 1-3: Einfluss verschiedener Zusätze auf das Löslichkeitsprodukt

2.0 Aufgabenstellung

Ziel der Versuche war es, die Löslichkeit von verschiedenen Salzen zu beobachten und die Löslichkeitsänderung bei Zugabe von anderen Ionen zu beobachten.^[2]

2.1 Versuch 1

2.1.1 Durchführung

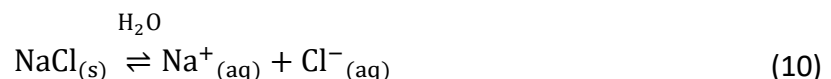
Es wurde eine gesättigte Kochsalzlösung hergestellt und in vier Reagenzgläser überführt. Danach wurde jeweils eine andere Lösung in die Reagenzgläser gegeben. Diese Lösungen waren konz. Salzsäure, konz. Natronlauge, konz. Ammoniaklösung und konz. Kaliumnitratlösung gegeben. Die Bildung von Niederschlägen wurde dokumentiert.^[2]

2.1.2 Beobachtung

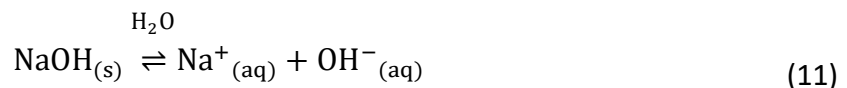
In den Reagenzgläsern mit Natronlauge und Salzsäure bildete sich ein weißer Niederschlag. In den Reagenzgläsern, in die konz. Ammoniaklösung und konz. Kaliumnitratlösung gegeben wurde, bildete sich kein Niederschlag. Stattdessen löste sich der Niederschlag auf.

2.1.3 Auswertung

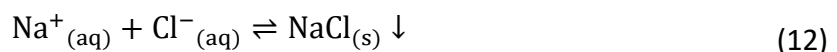
Herstellung einer Kochsalzlösung. Dabei dissoziiert das Kochsalz zu Natrium-Kationen und Chlorid-Anionen:



Zur Herstellung von Natronlauge wird Natriumhydroxid in Wasser gelöst:



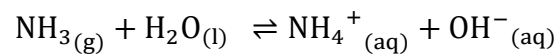
Wird Natronlauge zu einer gesättigten Kochsalzlösung gegeben, entsteht ein Überschuss an Natrium-Kationen, was zu einer Fällung von Kochsalz führt:



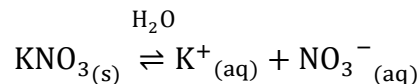
Wird Salzsäure zu einer gesättigten Kochsalzlösung gegeben, entsteht ein Überschuss an Chlorid-Anionen, was zu einer Fällung von Kochsalz führt:



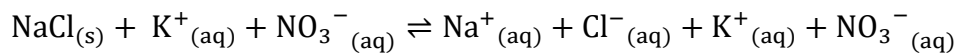
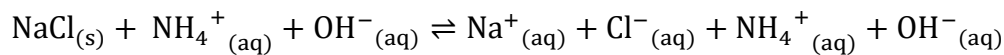
Wird Ammoniakgas in Wasser geleitet entstehen Ammonium-Kationen und Hydroxid-Anionen:



Wird Kaliumnitrat in Wasser gelöst, entstehen Kalium-Kationen und Nitrat-Anionen:



Wurde konz. Ammoniaklösung sowie konz. Kaliumnitratlösung zu der Kochsalzlösung gegeben, fiel kein Kochsalz aus. Durch die Zugaben von Fremd-Ionen wurde die Hydrathülle von den Natrium-Kationen und den Chlorid-Anionen gestört, wodurch sich sogenannte Aggregate bildeten. Diese Aggregatbildung erhöht die Löslichkeit an Kochsalz.



2.2 Versuch 2

2.2.1 Durchführung

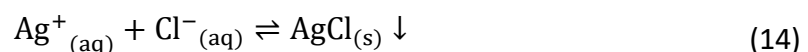
Es wurden einige Tropfen Silbernitratlösung in ein Reagenzglas überführt. Danach wurde das Reagenzglas auf 1 cm Füllhöhe mit Salzsäure gefüllt. Daraufhin wurde ein Überschuss an Salzsäure hinzugegeben.^[2]

2.2.2 Beobachtung

Wurde nur wenig Salzsäure zu dem Silbernitrat gegeben, bildete sich ein weißer Niederschlag. Nach Hinzugabe von mehr Salzsäure löste sich der Niederschlag wieder.

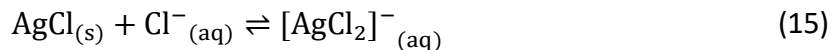
2.2.3 Auswertung

Wurde nur wenig Salzsäure zu der Silbernitratlösung gegeben bildet sich weißes, schwer lösliches Silberchlorid, welches aus der Lösung ausfiel.



Wird die Konzentration an Chlorid-Anionen weiter erhöht, kommt es zu einer Komplexbildung. Dies passiert erst bei Chlorid-Überschuss, da Chlorid ein schwacher Ligand ist und daher braucht es eine hohe Konzentration an Chlorid, bis das Silber beginnt einen Komplex mit diesem zu bilden.

So entsteht aus dem Silberchlorid-Niederschlag der lösliche Dichloridoargentat(I)-Komplex:



Das Löslichkeitsprodukt von Silberchlorid wird nach Gleichung (3) berechnet:

$$K_L = [\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Cl}^{-}] = 1,7 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}$$

2.3 Versuch 3

2.3.1 Durchführung

Es wurde eine Magnesiumchloridlösung hergestellt und in zwei Reagenzgläser überführt. In das erste Reagenzglas wurde konz. Natronlauge gegeben. Sobald sich ein Niederschlag bildete, wurde die obere klare Schicht dekantiert und entsorgt. Zu dem Bodensatz wurde eine Ammoniumchloridlösung hinzugegeben.

In das zweite Reagenzglas wurde eine konz. Ammoniaklösung gegeben.^[2]

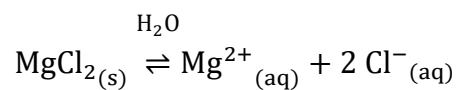
2.3.2 Beobachtung

In dem ersten Reagenzglas bildete sich nach Zugabe von konz. Natronlauge ein weißer Niederschlag. Wurde zu diesem Niederschlag eine Ammoniumchloridlösung gegeben löste sich der Niederschlag zum Teil wieder.

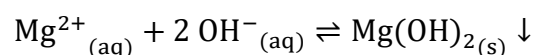
In dem zweiten Reagenzglas bildete sich weniger weißer Niederschlag.

2.3.3 Auswertung

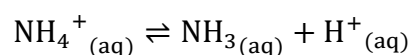
Beim Lösen von Magnesiumchlorid in Wasser entstehen Magnesium(II)-Kationen und Chlorid-Anionen:



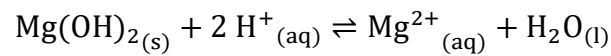
Wird Natronlauge zu einer Magnesiumchloridlösung gegeben, bildet sich ein Magnesiumhydroxid-Niederschlag. Diese Fällung ist quantitativ, da die gesamten Magnesium(II)-Kationen ausfallen:



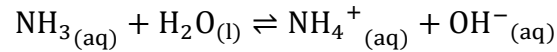
Wird Ammoniumchlorid in Wasser gelöst, wird das Ammonium-Kation deprotoniert:



Das Proton reagiert mit dem Magnesiumhydroxid weiter zu Magnesium(II)-Kationen und Wasser, erkennbar daran, dass die Lösung etwas aufklart:



Im zweiten Reagenzglas liegt konz. Ammoniaklösung vor, welche nicht vollständig dissoziiert:



Die dabei entstehenden Hydroxid-Ionen reagieren gleich wie die Hydroxid-Ionen der Natronlauge. Da jedoch die Ammoniaklösung eine schwächere Base ist, fällt weniger Magnesiumhydroxid aus. Es handelt sich um eine qualitative Fällung, da noch Magnesium(II)-Kationen in der Lösung bleiben.

Das Löslichkeitsprodukt von Silberchlorid wird berechnet nach Gleichung (3):^[4]

$$K_L = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 1,2 \cdot 10^{-11} \frac{\text{mol}^3}{\text{l}^3}$$

3. Versuch 4 Abhängigkeit der Löslichkeit vom pH-Wert

3.0 Aufgabenstellung

Ziel des Versuches war es, die Abhängigkeit der Löslichkeit von Säure-Base-Gleichgewichten zu zeigen.^[2]

3.1 Durchführung

Nickelsulfat und Kupfersulfat wurden in jeweils einem Reagenzglas in etwas Wasser gelöst und darauf mit einigen Tropfen Salzsäure versetzt. Danach wurden beide Lösungen mit Schwefelwasserstoff-Wasser versetzt. Zum Schluss wurde in die Nickelsulfatlösung noch Ammoniak gegeben.^[2]

3.2 Beobachtung

Als Kupfersulfat in Wasser gegeben wurde, bildete sich eine hellblaue Lösung. Sobald diese mit Salzsäure versetzt wurde, verfärbte sich die Lösung grünlich. Als zusätzlich Schwefelwasserstoff hinzugegeben wurde, bildete sich schwarzer Niederschlag.

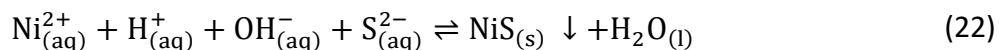
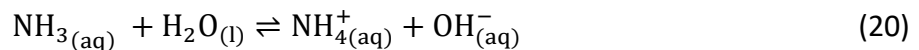
Als Nickelsulfat in Wasser gegeben wurde bildete sich eine türkise Lösung. Als diese mit Salzsäure versetzt wurde, verfärbte sich diese stärker und die türkise Farbe wurde intensiver. Bei der Zugabe von Schwefelwasserstoff war keine Veränderung zu beobachten, als die Lösung darauf mit Ammoniaklösung versetzt wurde bildete sich ein bräunlicher Niederschlag.

3.3 Auswertung

Als Kupfersulfat in das Wasser gegeben wurde, dissoziierte dies in Kupferkationen und Sulfatanionen. Bei der Zugabe des Schwefelwasserstoffes, bildete sich dann mit den Sulfidanionen und den Kupferkationen Kupfersulfid. Kupfersulfid hat ein sehr geringes Löslichkeitsprodukt und fällt deswegen aus.



Nickelsulfat dissoziiert in Wasser zu Nickelkationen und Sulfatanionen. Wird nun Schwefelwasserstoff hinzugegeben, so fällt noch kein Nickelsulfid aus. Erst wenn Ammoniaklösung hinzugegeben wird, fällt Nickelsulfid aus. Dies ist durch das höhere Löslichkeitsprodukt zu erklären. Durch das Ammoniak bilden sich mehr Sulfidanionen und damit mehr Nickelsulfid. So wird die Löslichkeit überschritten und Nickelsulfid fällt aus.



Das Löslichkeitsprodukt von Kupfersulfid beträgt $8 \cdot 10^{-37} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$.^[1]

Das Löslichkeitsprodukt von Nickelsulfid beträgt $1,3 \cdot 10^{-25} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$.^[1]

4. Versuch 5: Fällungtitration einer Bromid-Lösung

4.0 Aufgabenstellung

Ziel des Versuches war es, die Stoffmenge an Bromid-Anionen in einer Lösung über eine Fällungstitration zu bestimmen. Als Maßlösung wurde dazu eine 0,1 molare Silbernitratlösung verwendet.

4.1 Durchführung

Es wurde eine Bromidionenlösung auf 100 ml verdünnt. Von dieser Lösung wurden 25 ml in einen Erlenmeyerkolben überführt, mit demin. Wasser, auf 100 ml verdünnt und mit Essigsäure angesäuert. Danach wurde die Lösung mit dem Indikator Eosin versetzt. Diese Analyselösung wurde mit 0,1 molarer Silbernitratlösung bis zu einem Farbumschlag von farblos nach pink, und bis eine Niederschlagsbildung zu beobachten war, titriert. Das verwendete Volumen an Silbernitratlösung wurde dokumentiert und daraus die Stoffmenge berechnet. Zur Verifizierung des Ergebnisses wurde die Titration wiederholt.

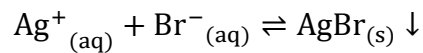
4.2 Beobachtung

Beim Zugeben Silbernitratlösung zu der Analyselösung, verfärbte sich die Lösung langsam von gelb nach pink. Zudem wurde die Lösung zunehmend milchig, bis sich nach 9,6 ml Maßlösung die gesamte Lösung pink färbte und ein pinker Feststoff ausflockte.

Die zweite Titration verlief gleich, jedoch war der Umschlagspunkt erst nach 10,3 ml.

4.3 Versuchsauswertung

Das Silber-Kation reagiert mit den Bromid-Anionen, wobei schwer lösliches Silberbromid entsteht und ausfällt:



Aus dieser Reaktionsgleichung lässt sich ableiten, dass, sobald der Äquivalenzpunkt erreicht ist, die Stoffmenge an Silbernitrat bzw. den darin enthaltenen Silber(I)-Kationen (n_{Ag^+}), der Stoffmenge an Bromid-Anionen (n_{Br^-}) entspricht:

$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{Br}^-}$$

Die Stoffmenge lässt sich über diese Beziehung, die Konzentration der Silber(I)-Kationen (n_{Ag^+}) und dem Verwendeten Volumen an Maßlösung (V_{Ag^+}) berechnen. Zur Berechnung wurde der Mittelwert, des Volumens an Maßlösung verwendet:

$$n_{\text{Br}^-} = c_{\text{Ag}^+} \cdot V_{\text{Ag}^+}$$

$$n_{\text{Br}^-} = 0,1 \frac{\text{mmol}}{\text{ml}} \cdot 9,95 \text{ ml}$$

$$n_{\text{Br}^-} = 0,995 \text{ mmol}$$

Da aber nur 25 ml der anfänglichen 100 ml titriert wurden, muss die Stoffmenge mit dem Aliquotenfaktor vier multipliziert werden.

$$n_{\text{Br}^-} \cdot 4 = 0,995 \text{ mmol} \cdot 4 = 3,98 \text{ mmol}$$

Die Sollstoffmenge (n_{Soll}) betrug 4,095 mmol.

$$\left| \frac{n_{\text{Br}^-} - n_{\text{Soll}}}{n_{\text{Soll}}} \right| \cdot 100\% = \text{Abweichung}$$

$$\left| \frac{3,98 \text{ mmol} - 4,095 \text{ mmol}}{4,095 \text{ mmol}} \right| \cdot 100\% \approx 2,81\%$$

Die Abweichung betrug ca. 2,81%, da die errechnete Stoffmenge unter der Soll-Stoffmenge liegt, wurde untertitriert.

4.4 Fehlerbetrachtung

Der Umschlagspunkt ist nicht klar beobachtbar, es ist also möglich zu über-/ oder untertitrieren. Es wurde angesäuert, um zu verhindern, dass Silberhydroxid ausfällt. Falls nicht genug angesäuert wurde, könnte ein Teil der Silber-Kationen als Silberhydroxid ausfallen, anstatt mit dem Brom zu reagieren. Dies würde die errechnete Stoffmenge verfälschen.

5. Zusammenfassung

Bei den Versuchen 1 bis 3 konnte gezeigt werden, wie Lösungen auf verschiedene Zusätze von Ionen reagieren.

Werden gleiche Ionen in eine Lösung gegeben verringert sich die Löslichkeit dieser. Werden jedoch Fremd-Ionen hinzugeführt, erhöht sich die Löslichkeit. Wird die Konzentration der Anionen erhöht, kann es zu einer Komplexbildung kommen, welche die Löslichkeit erhöht.

Auch kann die Menge an Niederschlag über den pH-Wert, bzw. die Menge an Ionen gesteuert werden. Auch wurde der Unterschied zwischen einer quantitativen und qualitativen Fällung beobachtet.

Durch den Versuch 4 konnte gezeigt werden, dass bei manchen Stoffen die Löslichkeit durch den pH-Wert beeinflusst werden kann. Bei Kupfersulfat und Nickelsulfat wurde die Löslichkeit durch einen sauren pH-Wert erhöht, da sich im sauren Milieu das Sulfation lieber vom Kupferbeziehungsweise Nickel-Kation trennt. Durch das basische Milieu in der Nickelsulfatlösung, welches durch die Zugabe von Ammoniak erzeugt wurde, wurde die Bildung von Sulfidionen begünstigt. So konnte sich genug Nickelsulfid bilden, um die Lösung zu sättigen und Niederschlag zu bilden. Bei der Kupfersulfatlösung war dies nicht nötig, da das Löslichkeitsprodukt von Kupfersulfid deutlich niedriger ist als das von Nickelsulfid.

Bei Versuch 5 wurde die Stoffmenge von Bromid-Anionen einer Lösung mit Hilfe einer Titration ermittelt. Die errechnete Stoffmenge an Bromid-Anionen betrug 3,98 mmol. Es wurde untertitriert und die errechnete Stoffmenge von 3,98 mmol hatte eine Abweichung von 2,81% von der Soll-Stoffmenge von 4,095 mmol.

6. Quellen

[1]http://anorganik.chemie.vias.org/loeslichkeitsprodukt_tabelle_teil2.html (abgerufen am 24.01.2023 um 9:33 Uhr)

[2]IP-Skript Wintersemester 2022/2023 I. Hartenbach, Uni Stuttgart

[3]<https://www.ac.rwth-aachen.de/extern/AKS/faell/lprodukt.html> (abgerufen am 24.01.2023 um 17 Uhr)

[4]http://akratochwill.homepage.t-online.de/b1/b_50b.html (abgerufen am 24.01.2023 um 17 Uhr)