

Eine Frage des Gleichgewichts: Löslichkeitsgleichgewicht und Fällungsreaktion

Ein Beitrag von Dr. Ruggero Noto La Diega und Simon Poremski



© Rahim Mngwaya/iStock/Getty Images Plus

Die unterschiedliche Wasserlöslichkeit von ionischen Verbindungen spielt in der Natur und in der Technik eine große Rolle. So entstehen beispielsweise Kalkablagerungen nicht nur in Hausgeräten, sondern auch in den Geweben verstorbener Tiere in natronhaltigen Seen durch Umsatzungsreaktionen und anschließendes Fällen schwerlöslichen Kalks. Mithilfe sogenannter Fällungsmittel sind die Phosphatelimination sowie das Entfernen von Schwermetallen aus dem Abwasser möglich, womit der Eintrag unerwünschter Düngemittel und giftiger Schwermetallionen in die Ökosysteme erfolgreich eigendämmt werden kann. Solche technischen Verfahren beruhen auf Chemiewissen bezüglich der Löslichkeit und des Löslichkeitsgleichgewichts. Diese materialgestützte Lernaufgabe im Sinne des Unterrichtsansatzes Chemie im Kontext schafft die theoretischen und praktischen Grundlagen zur Anwendung des Löslichkeitsgleichgewichts.

Eine Frage des Gleichgewichts: Löslichkeitsgleichgewicht und Fällungsreaktion

Methodisch-didaktische Hinweise

Die unterschiedliche **Wasserlöslichkeit** von **ionischen Verbindungen** spielt in der Natur und in der Technik eine große Rolle. So entstehen beispielsweise Kalkablagerungen nicht nur in Hausgeräten, sondern auch in den Geweben verstorbener Tiere in natronhaltigen Seen durch Umsatzungsreaktionen und anschließendes Fällung schwerlöslichen Kalks (**M3**). Mithilfe sogenannter Fällungsmittel sind die Phosphatelimination sowie das Entfernen von Schwermetallen aus dem Abwasser möglich, womit der Eintrag unerwünschter Düngemittel und giftiger Schwermetallionen in die Ökosysteme erfolgreich eindämmen werden kann (**M2**). Solche technischen Verfahren beruhen auf Chemiewissen bezüglich der Löslichkeit und des Löslichkeitsgleichgewichts. Dieses Theoriewissen erwerben die Schülerinnen und Schüler in **M1** und üben anschließend vertiefend die in diesem Zusammenhang relevanten Berechnungen (**M1, M2**). Gleichgewichtsreaktionen werden bei allen Materialien gefordert und geübt. Ein faszinierendes Phänomen, die schlagartige Kristallisation aus einer gesättigten Salzlösung, ist Gegenstand eines experimentbasierten in **M4**.

Damit eignet sich das vorliegende Thema für eine materialgestützte Lernaufgabe im Sinne des Unterrichtsansatzes Chemie im Kontext. Die Einbettung in biologische und umwelttechnische Kontexte soll sich positiv auf die Motivation der Lernenden auswirken und fächerverbindende Kompetenzen fördern. Die vorliegende Lernaufgabe besteht aus vier Materialien, Davon soll **M1** zuerst bearbeitet werden, weil darin die Theorie behandelt wird, die in den darauffolgenden Materialien zur Anwendung kommt. Die restlichen Materialien können je nach zeitlichen Ressourcen und Schwerpunktsetzung unabhängig voneinander verwendet werden.

Die Versuche in **M2, M3** und **M4** bieten einen zunächst qualitativen Zugang zu den Themen: **Löslichkeit**, Störung des **Löslichkeitsgleichgewichts** und **Fällungsreaktionen**. In der vorliegenden Lernaufgabe werden Kompetenzen aus allen vier Kompetenzbereichen gefördert. Die Entwicklung von Reaktionsgleichungen und das Anwenden mathematischer Verfahren auf chemische Sachverhalte (schwerpunktmäßig **M1**) sind dem Kompetenzbereich Fachwissen zuzuordnen.

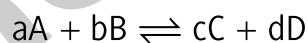
Chemisches Gleichgewicht, Löslichkeitsprodukt und Löslichkeit

M1

Kenntnisse über das **Lösen** und **Ausfällen ionischer Verbindungen** wie Salze und Metallhydroxide sind wichtig, um Phänomene wie die Bildung von Nierensteinen oder von Stalaktiten sowie technische Anwendungen zu verstehen. In diesem ersten Material erlernen Sie die theoretischen Grundlagen und erwerben die rechnerischen Fertigkeiten, um in den folgenden Materialien solchen Phänomenen und Anwendungen auf den Grund zu gehen.

Bei vielen **chemischen Reaktionen** reagieren die **Edukte** nicht vollständig zu **Reaktionsprodukten**, sondern es stellt sich nach einer gewissen Zeit ein **Gleichgewicht** zwischen Edukten und Produkten ein. Dieses Gleichgewicht wird als **dynamisch** bezeichnet, weil dabei die Hin- und die Rückreaktion mit der gleichen Geschwindigkeit immer weiter ablaufen, sodass im Gleichgewicht die **Konzentrationen** aller an der Reaktion beteiligten Stoffe konstant bleibt. Quantitativ wird dies durch das Massenwirkungsgesetz beschrieben.

Die **Gleichgewichtskonstante** ergibt sich nach dem **Massenwirkungsgesetz** für die allgemeine Reaktionsgleichung

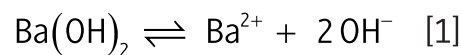


zu:

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Dementsprechend können folgende Fälle unterschieden werden:

K	Bedeutung von K
$\ll 1$	Die Reaktion läuft praktisch nicht ab.
< 1	Das Gleichgewicht liegt auf Seiten der Edukte.
> 1	Das Gleichgewicht liegt auf Seiten der Produkte.
$\gg 1$	Die Reaktion läuft praktisch vollständig an.



Löslichkeitsprodukt:

$$K_L(\text{Ba(OH)}_2) = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 \quad [2]$$

Aus den stöchiometrischen Verhältnissen in [1] resultiert, dass die Löslichkeit des Bariumhydroxids der Konzentration der Bariumionen sowie der doppelten Konzentration der Hydroxidionen entspricht.

$$c_s(\text{Ba}^{2+}) = L(\text{Ba(OH)}_2) \quad ; \quad c_s(\text{OH}^-) = 2 \cdot L(\text{Ba(OH)}_2) \quad [3]$$

Setzt man [3] in [2], erhält man:

$$K_L(\text{Ba(OH)}_2) = L(\text{Ba(OH)}_2) \cdot (2 \cdot L(\text{Ba(OH)}_2))^2$$

Daraus lässt sich durch Umformen nach L die Löslichkeit von Bariumhydroxid berechnen:

$$L(\text{Ba(OH)}_2) = \sqrt[3]{\frac{K_L(\text{Ba(OH)}_2)}{4}}$$

Die allgemeine Formel für die Löslichkeit lautet:

$$L(\text{A}_x\text{B}_y) = \sqrt[x+y]{\frac{K_L(\text{A}_x\text{B}_y)}{x^x \cdot y^y}}$$

Abwasserreinigung

M2

Algen und Wasserpflanzen wachsen übermäßig stark, wenn zu viel Nährsalz wie z. B. **gelöstes Phosphat** aus Waschmitteln und Dünger der Landwirtschaft in Flüsse und Seen gelangt. Dies führt zur sogenannten **Eutrophierung**, also der Überernährung, griechisch: (*eu trophos*) und bedeutet „**gut ernährt**“. Diese künstliche Düngung von Gewässern führt zum **raschen Anstieg** von **Phytoplankton**, Algen und Pflanzen. Die Biomasse dieser Organismen wird von den **Destruenten** abgebaut. Zunächst durch **aerobe Bakterien**, wodurch der **Sauerstoffgehalt** in den Gewässern drastisch **sinkt**, später auch durch **anaerobe Mikroorganismen**, die **giftige Abbauprodukte** wie z. B. Ammoniak **freisetzen**. Wegen der Sauerstoffverknappung und der Freisetzung von Giften kommt es dann oft zum **Massensterben** im betroffenen Ökosystem: der See ist „**gekippt**“. Da vor einigen Jahrzehnten Oberflächengewässer immer drastischer durch unkontrollierten Phosphateintrag eutrophiert wurden und daher gekippt sind, wurden Lösungen entwickelt, um diese sogenannten Algenblüten zu vermeiden. Die wichtigsten Stellen zur Beeinflussung der Wasserqualität sind die Klärwerke, in denen durch **gezielte Entfernung** dieser **gelösten Anionen** der Phosphateintrag gesteuert werden kann.

Als sogenannte **Fällungsmittel** werden wasserlösliche Stoffe wie Eisen(III)-Sulfat verwendet, die dem Abwasser hinzugefügt werden, um die gelösten Phosphate in **schwerlösliche Phosphatsalze** zu überführen, um sie so aus dem Abwasser zu entfernen. Dieses Verfahren wird als **Phosphatelimination** bezeichnet.

Um die entstehenden Phosphate darüber hinaus wiederverwenden zu können, sind **Magnesiumverbindungen** beliebt in der Verwendung als Fällungsmittel, da im Abwasser gelöste Ammonium- und Dihydrogenphosphationen ($\text{NH}_4^+_{(aq)}$ und $\text{H}_2\text{PO}_4^-_{(aq)}$) bei erhöhtem pH-Wert durch Zugabe von Natronlauge $\text{NaOH}_{(aq)}$ zu Magnesiumammoniumphosphat (MAP, also $\text{NH}_4\text{MgPO}_4_{(s)}$) gefällt werden, das in der Landwirtschaft im Gegensatz zum Eisenphosphat erneut als Düngemittel verwendet wird.

Für diese Nachhaltigkeitsleistung sind die Berliner Wasserbetriebe mit dem renommierten GreenTec Award 2015 ausgezeichnet worden.

© RAABE 2022



3. Für die Ermittlung der Löslichkeit rechnet man die Angabe bezogen auf 20 ml für 1 l um:

- 1 l einer gesättigten Blei(II)-Chlorid-Lösung enthält 4,35 g PbCl_2
- Die Löslichkeit von $\text{PbCl}_2 = 4,35 \frac{\text{g}}{\text{l}}$

Berechnung von K_L :

$\text{PbCl}_{2(s)} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{Cl}^{-}_{(aq)}$; stöchiometrisches Verhältnis 1 : 1 : 2, daraus ergibt sich:

$$2[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Cl}^-]$$

$$K_L = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = [\text{Pb}^{2+}] \cdot (2[\text{Pb}^{2+}])^2 = 4[\text{Pb}^{2+}]^3 \quad [1]$$

Man berechnet die Masse und daraus die Konzentration, um diese in [1] einzusetzen:

$$n(\text{PbCl}_2) = n(\text{Pb}^{2+}) = \frac{m(\text{PbCl}_2)}{M(\text{PbCl}_2)} = \frac{0,087 \text{ g}}{278,10 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 3,13 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$c = \frac{n}{V} = \frac{3,13 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,02 \text{ l}} \approx 1,56 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$K_L = 4[\text{Pb}^{2+}]^3 = 4 \left[1,56 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]^3 \approx 1,52 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}^3}{\text{l}^3}$$

4. Der K_L -Wert aus Aufgabe 1 ist sehr nah an dem Literaturwert.

$$\text{Übereinstimmung} = \frac{\text{experimentellen Wert}}{\text{Literaturwert}} \cdot 100 = \frac{1,52 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}^3}{\text{l}^3}}{1,6 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}^3}{\text{l}^3}} \cdot 100 = 95 \%$$

Der experimentell gewonnene Wert weicht um 5 % vom Literaturwert ab.

Mögliche Gründe für diese kleine Abweichung: Die Lösung war nicht gesättigt; bei Gewinnen des festen Rückstandes und oder beim Abwiegen ist etwas davon verloren gegangen. Kleine Abweichungen können durch das Runden erklärbar sein. Denkbar ist auch, dass die Temperatur, bei der die gesättigte Lösung von Aufgabe 1 hergestellt worden ist, nicht exakt der des tabellierten K_L -Werts von Blei(II)-Chlorid entspricht.

$$5. \quad K_L = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_L}{[\text{Cl}^-]} = \frac{1,7 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}}{1 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}}} = 1,7 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$6. \quad c_s(\text{Cu}^+) = L(\text{CuCl}) \qquad c_s(\text{Cl}^-) = L(\text{CuCl})$$

$$K_L(\text{CuCl}) = L(\text{CuCl})^2$$

$$L(\text{CuCl}) = \sqrt{K_L(\text{CuCl})} = \sqrt{1 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}} = 1 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$m = c \cdot M \cdot V = 1 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 99,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1 \text{ l} = 0,099 \text{ g}$$

In einem Liter Wasser lösen sich maximal 0,099 g Kuper(I)-Chlorid.

7. Die größtmögliche Konzentration an Calciumhydroxid besitzt eine gesättigte Lösung. Zuerst berechnet man die Löslichkeit einer gesättigten Calciumhydroxidlösung:

$$L(\text{Ca(OH)}_2) = \sqrt[3]{\frac{K_L(\text{Ca(OH)}_2)}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3,9 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}^3}{\text{l}^3}}{4}} \approx 1 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Für die Konzentration der Hydroxidionen gilt:

$$[\text{OH}^-] = 2[\text{Ca(OH)}_2] \approx 2 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(2 \cdot 10^{-2}) \approx 1,7$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,7 = 12,3$$

Es ist nicht möglich, eine Lauge mit Calciumhydroxid mit pH = 13 herzustellen, da der höchstmögliche pH 12,3 beträgt. Würde man einer gesättigten Lösung weiteres Calciumhydroxid hinzufügen, würde dieses sich nicht mehr lösen und hätte somit keinen Einfluss auf den pH.