

Fällungsreaktionen und das chemische Gleichgewicht

Das Löslichkeitsprodukt als Maß für die Löslichkeit eines Salzes

LNCU.de
ID 25862
CC-BY-SA 4.0
Online abrufen

Aufgaben

- 1 **Fassen** Sie die Kernaussagen in **M1** und **M2** stichpunktartig **zusammen**.
- 2 **Berechnen** Sie die Konzentrationen der Ionen in einer gesättigten Calciumcarbonat- und Bariumnitrat-Lösung.
- 3 0,00188 g Silberchlorid (AgCl) lösen sich in einem Liter dest. Wasser bei 25 °C. Wie groß ist das Löslichkeitsprodukt? $M(\text{AgCl}) = 143,32 \text{ g/mol}$

M1 Rückblick: Die Fällungstiteration

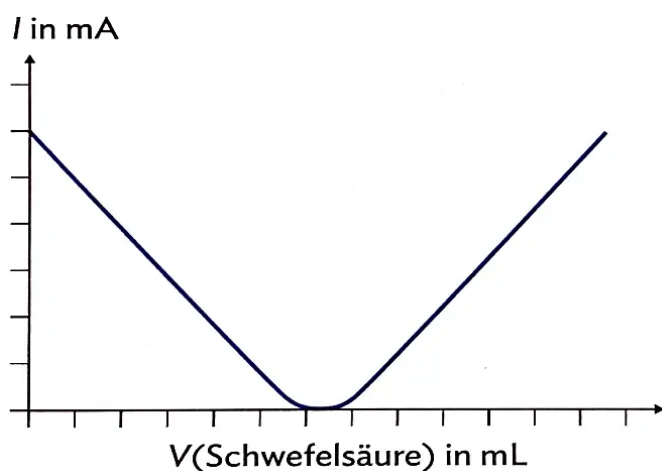
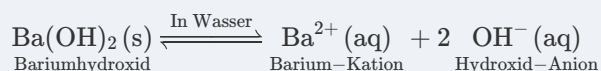


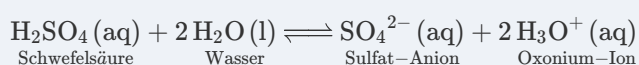
Abb. 1: Titrationskurve einer Fällungstiteration einer Bariumhydroxid-Lösung mit Schwefelsäure. ¹

Ein Sonderfall der **Leitfähigkeitstiteration** ist die **Fällungstiteration**. Ein Beispiel hierfür ist die Titeration von Bariumhydroxid-Lösung mit Schwefelsäure. Bei der Titeration sinkt die Leitfähigkeit bis zum Äquivalenzpunkt fast auf Null ab, da neben der Neutralisation der Hydroxid-Ionen das Salz Bariumsulfat entsteht, welches schwer löslich ist und aus der Lösung **ausfällt**. Somit sinkt die Ionenkonzentration am Äquivalenzpunkt fast auf null ab:

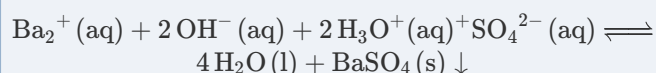
1 Auflösen von Bariumhydroxid



2 Protolyse der Schwefelsäure



3 Reaktion der Ionen und Bildung von schwerlöslichem Bariumsulfat



Aber warum fallen einige Salze in Lösungen aus, während andere Salze gut wasserlöslich sind? Grundsätzlich müssen beim Lösen von Salzen Ionen aus dem **Ionengitter** des Salzes gelöst werden, indem die Ionenbindungen zwischen den Ionen überwunden und die Ionen **hydratisiert** werden. Bei der Rückreaktion wird das Salz aus der Lösung ausgefällt, indem sich hydratisierte Ionen unter Freisetzung der Wasser-Moleküle wieder zu einem Ionengitter zusammenlagern. In einer gesättigten Salzlösung mit einem Bodensatz aus ungelöstem Salz besteht an der Phasengrenze ein Gleichgewicht zwischen der **Lösungs-** und **Fällungsreaktion**, nachfolgend vereinfacht dargestellt:

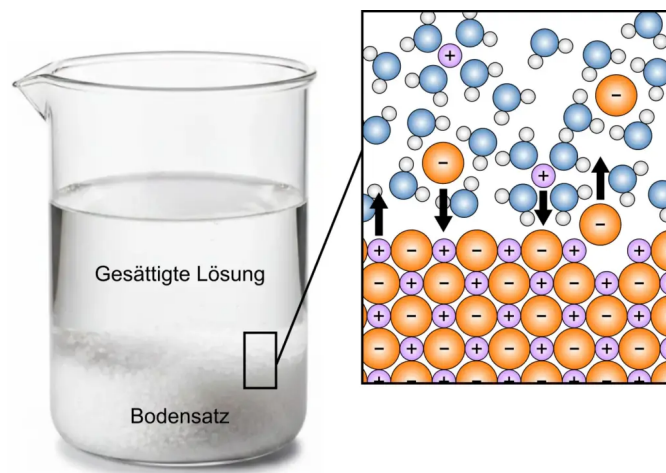


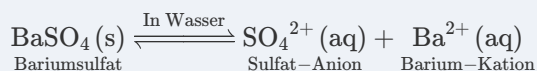
Abb. 2: Vorgänge in einer gesättigten Salzlösung mit Bodensatz an der Phasengrenze zwischen Bodensatz und gesättigter Lösung. Man beachte die Ausrichtung der Wassermoleküle um die gelösten Ionen in der Teilchendarstellung. ²

M2 Das Löslichkeitsprodukt

In einer gesättigten Lösung mit Bodensatz besteht ein dynamisches Gleichgewicht zwischen der Hin- und Rückreaktion, wodurch die Konzentration der Ionen in der Lösung konstant bleibt. Die Ionenkonzentration und damit die Lage des Gleichgewichts lässt sich jedoch nach dem **Prinzip von LE CHATELIER** beeinflussen, indem beispielsweise die Temperatur verändert wird.

Die Lage des Gleichgewichts lässt sich durch das so genannte **Löslichkeitsprodukt K_L** beschreiben. Es ist ein Maß für die Löslichkeit eines Salzes bei einer gegebenen Temperatur. Es kann mit Hilfe des **Massenwirkungsgesetzes (MWG)** hergeleitet werden. Für das Auflösen und Fällern von Bariumsulfat gilt demnach:

4 Löslichkeitsgleichgewichtsreaktion von Bariumsulfat



5 Zugehöriges Massenwirkungsgesetz

$$K = \frac{c(\text{SO}_4^{2-}) + c(\text{Ba}^{2+})}{c(\text{BaSO}_4)}$$

Für die Konzentrationen der gelösten Sulfat- und Barium-Ionen ist es jedoch irrelevant, wie viel fester Bodensatz, also festes Bariumsulfat, sich im Reaktionsgefäß befindet. Seine Konzentration lässt sich also als konstant ansehen. Sie kann somit in die Gleichgewichtskonstante K einbezogen werden, wodurch sich eine neue Konstante K_L ergibt, das so genannte Löslichkeitsprodukt:

6 Das Löslichkeitsprodukt von Bariumsulfat

$$K_L(\text{BaSO}_4) = K \cdot c(\text{BaSO}_4) = c(\text{SO}_4^{2-}) \cdot c(\text{Ba}^{2+})$$

Beispielrechnung

In einem Experiment wurde die Konzentration gelöster Barium-Ionen in einer gesättigten Bariumsulfat-Lösung bei 20 °C ermittelt. Gemäß der **Löslichkeitsgleichgewichtsreaktion** entstehen beim Auflösen des Salzes ein Sulfat- und ein Barium-Ion. Folglich sind die Konzentrationen der Ionen identisch. Sie lassen sich in die Formel einsetzen:

7 Konzentration der Ionen in einer gesättigten Lösung

$$c(\text{Ba}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-}) = 4 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

8 Mit konkreten Werten rechnen

$$K_L(\text{BaSO}_4) = 4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot 4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

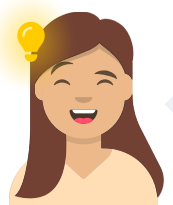
$$K_L(\text{BaSO}_4) = 1,6 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

Somit ist K_L ein Maß für die Löslichkeit eines Salzes bei gegebener Temperatur. Je größer K_L ist, desto mehr Ionen befinden sich in der gesättigten Lösung, desto besser löst sich das Salz. Die Löslichkeitsprodukte von Salzen unter Standardbedingungen sind in Formelsammlungen angegeben:

Salz	Löslichkeitsprodukt K_L bei 20°C
$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	$4,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^2/\text{L}^2$
CaSO_4	$2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2$
CaCO_3	$4,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2/\text{L}^2$
BaSO_4	$1,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2/\text{L}^2$
AgCl	$1,7 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$
AgBr	$5,0 \cdot 10^{-13} \text{ mol}^2/\text{L}^2$
AgI	$8,5 \cdot 10^{-17} \text{ mol}^2/\text{L}^2$

Löslichkeit nimmt ab

Tab. 1: Das Löslichkeitsprodukt einiger Salze in Wasser.



Fällungsreaktionen sind nicht nur bei Titrationen von Belang, sondern nehmen auch im Rahmen von **Nachweisreaktionen** für bestimmte Ionen einen hohen Stellenwert im Labor ein.



Phänomene zum Löslichkeitsprodukt

- Gibt man in eine Silberchlorid-Lösung konzentrierte Natriumchlorid-Lösung, ist eine weiße Trübung der Flüssigkeit zu beobachten. Die Konzentration der Silber-Ionen sinkt etwas. **Erklären** Sie dieses Phänomen.
- Cyanid-Ionen bilden mit Silber-Ionen die recht stabilen $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ -Komplex-Ionen. Nach der Zugabe von gut löslichem KCN wird der Bodenkörper in übersättigter Silberchlorid-Lösung deutlich kleiner. **Erklären** Sie dieses Phänomen.
- Tropft man wenige Tropfen Silbernitrat-Lösung in destilliertes Wasser, ist keine Veränderung zu beobachten. Tropft man es dagegen in Leitungswasser oder gar in Salzwasser, ist eine schwache bis starke Trübung zu erkennen. **Erklären** Sie dieses Phänomen.

Einzelnachweise

- David Weninger, 2022
- David Weninger, 2025, gezeichnet mit Inkscape