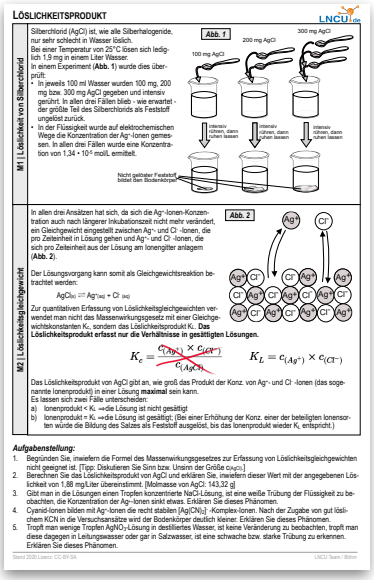
Musterlösung


LÖSLICHKEITSPRODUKT

LNCU.de

M1 | Löslichkeit von Silberchlorid

Silberchlorid (AgCl) ist, wie alle Silberhalogenide, nur sehr schlecht in Wasser löslich.
Bei einer Temperatur von 25°C lösen sich lediglich 1,9 mg in einem Liter Wasser.
In einem Experiment (**Abb. 1**) wurde dies überprüft:

- In jeweils 100 ml Wasser wurden 100 mg, 200 mg bzw. 300 mg AgCl gegeben und intensiv gerührt. In allen drei Fällen blieb - wie erwartet - der größte Teil des Silberchlorids als Feststoff ungelöst zurück.
- In der Flüssigkeit wurde auf elektrochemischen Wege die Konzentration der Ag^+-Ionen gemessen. In allen drei Fällen wurde eine Konzentration von 1,34 • 10^{-5} mol/L ermittelt.

Abb. 1

M2 | Löslichkeitsgleichgewicht

In allen drei Ansätzen hat sich, da sich die Ag^+-Ionen-Konzentration auch nach längerer Inkubationszeit nicht mehr verändert, ein Gleichgewicht eingestellt zwischen Ag^+- und Cl^--Ionen, die pro Zeiteinheit in Lösung gehen und Ag^+- und Cl^--Ionen, die sich pro Zeiteinheit aus der Lösung am Ionengitter anlagern (**Abb. 2**).

Abb. 2

Der Lösungsvorgang kann somit als Gleichgewichtsreaktion betrachtet werden:

$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

Zur quantitativen Erfassung von Löslichkeitsgleichgewichten verwendet man nicht das Massenwirkungsgesetz mit einer Gleichgewichtskonstanten K_c, sondern das Löslichkeitsprodukt K_L. **Das Löslichkeitsprodukt erfasst nur die Verhältnisse in gesättigten Lösungen.**

$$K_c = \frac{c_{(Ag^+)} \times c_{(Cl^-)}}{c_{(AgCl)}} \qquad K_L = c_{(Ag^+)} \times c_{(Cl^-)}$$

Das Löslichkeitsprodukt von AgCl gibt an, wie groß das Produkt der Konz. von Ag^+- und Cl^--Ionen (das sogenannte Ionenprodukt) in einer Lösung **maximal** sein kann.
Es lassen sich zwei Fälle unterscheiden:

a) Ionenprodukt < K_L ⇒die Lösung ist nicht gesättigt
b) Ionenprodukt = K_L ⇒die Lösung ist gesättigt; (Bei einer Erhöhung der Konz. einer der beteiligten Ionensorten würde die Bildung des Salzes als Feststoff ausgelöst, bis das Ionenprodukt wieder K_L entspricht.)

Aufgabenstellung:

1. Begründen Sie, inwiefern die Formel des Massenwirkungsgesetzes zur Erfassung von Löslichkeitsgleichgewichten nicht geeignet ist. [Tipp: Diskutieren Sie Sinn bzw. Unsinn der Größe c_{AgCl}.]
2. Berechnen Sie das Löslichkeitsprodukt von AgCl und erklären Sie, inwiefern dieser Wert mit der angegebenen Löslichkeit von 1,88 mg/Liter übereinstimmt. [Molmasse von AgCl: 143,32 g]
3. Gibt man in die Lösungen einen Tropfen konzentrierte NaCl-Lösung, ist eine weiße Trübung der Flüssigkeit zu beobachten, die Konzentration der Ag^+-Ionen sinkt etwas. Erklären Sie dieses Phänomen.
4. Cyanid-Ionen bilden mit Ag^+-Ionen die recht stabilen $[Ag(CN)_2]^-$-Komplex-Ionen. Nach der Zugabe von gut löslichem KCN in die Versuchsansätze wird der Bodenkörper deutlich kleiner. Erklären Sie dieses Phänomen.
5. Tropft man wenige Tropfen $AgNO_3$-Lösung in destilliertes Wasser, ist keine Veränderung zu beobachten, tropft man diese dagegen in Leitungswasser oder gar in Salzwasser, ist eine schwache bzw. starke Trübung zu erkennen. Erklären Sie dieses Phänomen.

Stand 2026 Lizenz: CC-BY-SA LNCU Team / Böhm

Zu Aufgabe 1: ***Begründen Sie, inwiefern die Formel des Massenwirkungsgesetzes zur Erfassung von Löslichkeitsgleichgewichten nicht geeignet ist. [Tipp: Diskutieren Sie Sinn bzw. Unsinn der Größe $c_{(AgCl)}$.]***

Eine Konz. von festem AgCl gibt es eigentlich nicht, da es ja eben gar nicht gelöst vorliegt. Insofern hat es keinen Sinn, diese Größe überhaupt so zu formulieren. (Die gemessenen Werte in den Experimenten - trotz unterschiedlicher Mengen von AgCl wurden immer die gleiche Silberionen-Konzentration ermittelt - würden außerdem die Gleichung ad absurdum führen…sie würde also nicht die tatsächlichen Verhältnisse widerspiegeln.)

Zu Aufgabe 2: ***Berechnen Sie das Löslichkeitsprodukt von AgCl und erklären Sie, inwiefern dieser Wert mit der angegebenen Löslichkeit von 1,9 mg/Liter übereinstimmt. [Molmasse von AgCl: 143,32 g]***

<u>*Berechnung des Löslichkeitsprodukts:*</u>
$K_L = c(Ag^+) \times c(Cl^-) = 1{,}34 \cdot 10^{-5}$ mol/L $\times$ $1{,}34 \cdot 10^{-5}$ mol/L = $1{,}8 \cdot 10^{-10}$ mol^2/L^2
(Die Konzentration der Ag^+-Ionen muss genauso groß sein wie die der Cl^--Ionen, da sie bei der Dissoziation des Salzes in gleichen Mengen entstehen)

<u>*Berechnung der Löslichkeit:*</u>
Wenn pro Liter $1{,}34 \cdot 10^{-5}$ mol Ag^+-Ionen vorliegen (und damit auch $1{,}34 \cdot 10^{-5}$ mol Cl^--Ionen), dann gehen pro Liter $1{,}34 \cdot 10^{-5}$ mol AgCl in Lösung (pro mol AgCl entsteht 1 mol Ag^+-Ionen und 1 mol Cl^--Ionen)
Berechnung der Masse von $1{,}34 \cdot 10^{-5}$ mol AgCl:
1 mol AgCl ≙143,32 g
$1{,}34 \cdot 10^{-5}$ mol AgCl ≙$192{,}05 \cdot 10^{-5}$ g = 0,0019205 g = 1,9205 mg

In einem Liter Wasser lassen sich $1{,}34 \cdot 10^{-5}$ mol AgCl lösen, was 1,9205 mg AgCl entspricht.

Zu Aufgabe 3: *Gibt man in die Lösungen einen Tropfen konzentrierte NaCl-Lösung, ist eine weiße Trübung der Flüssigkeit zu beobachten, die Konzentration der Ag^+-Ionen sinkt etwas. Erklären Sie dieses Phänomen.*

$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

Argumentation über das Prinzip von Le Chatelier:

- gibt man in die Lösungen NaCl-Lösung, so wird die Konzentration der Chlorid-Ionen erhöht.
- d.h. die Konzentration eines Produktes wird erhöht, das GG wird somit etwas auf die Eduktseite verschoben (Prinzip von Le Chatelier)
- Es entsteht also zusätzliches AgCl, was sich in der Trübung widerspiegelt
- Durch die Verschiebung des GGs sinkt außerdem die Ag^+-Ionen-und die Cl^--Ionen-Konzentration

Argumentation über das Löslichkeitsprodukt:

- gibt man in die Lösungen NaCl-Lösung, so wird die Konzentration der Chlorid-Ionen erhöht.
- Das Ionenprodukt, dass vorher genau dem Löslichkeitsprodukt entsprach, ist nun größer als K_L

- Es wird solange AgCl ausfallen, bis das Ionenprodukt wieder K_L entspricht (d.h. es entsteht AgCl, was die Trübung erklärt; durch die Bildung von AgCl wird Ag^+-Ionen-Konz. in der Lösung gesenkt).

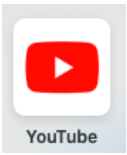
Zu Aufgabe 4: *Cyanid-Ionen bilden mit Ag^+-Ionen die recht stabilen $[Ag(CN)_2]^-$ -Komplex-Ionen. Nach der Zugabe von gut löslichem KCN in die Versuchsansätze wird der Bodenkörper deutlich kleiner. Erklären Sie dieses Phänomen.*

Argumentation über das Prinzip von Le Chatelier:
- Durch die Bildung der $[Ag(CN)_2]^-$ -Komplex-Ionen wird die Konzentration der Ag^+-Ionen erniedrigt.
- d.h. die Konzentration eines Produktes wird erniedrigt.
- das GG wird auf die Produktseite verschoben, so dass zusätzliches AgCl in Lösung geht.

Argumentation über das Löslichkeitsprodukt:
- gibt man in die Lösungen KCN-Lösung, so wird die Konzentration der Ag^+-Ionen erniedrigt.
- Das Ionenprodukt, das vorher genau dem Löslichkeitsprodukt entsprach, ist nun kleiner als K_L
- Es wird solange AgCl in Lösung gehen, bis das Ionenprodukt wieder K_L entspricht (d.h. es „verschwindet“ AgCl,).

Zu Aufgabe 4: *Tropft man wenige Tropfen $AgNO_3$-Lösung in destilliertes Wasser, ist keine Veränderung zu beobachten, tropft man diese dagegen in Leitungswasser oder gar in Salzwasser, ist eine schwache bzw. starke Trübung zu erkennen. Erklären Sie dieses Phänomen.*

- In destilliertem Wasser sind keinerlei Ionen enthalten. Es kann sich also kein schwerlösliches Silbersalz bilden
- In Leitungswasser sind geringe Mengen Chlorid-Ionen enthalten, so dass bei Zugabe von Silberionen das Löslichkeitsprodukt von AgCl überschritten wird, so dass AgCl ausfällt, das die Trübung erklärt.
- In Salzwasser ist die Chlorid-Ionen-Konz. sehr hoch. Bei Zugabe von Silberionen wird das Löslichkeitsprodukt sehr stark überschritten, es entsteht somit sehr viel AgCl.



Zur Veranschaulichung: Youtube-Video zum Halogenid-Ionen-Nachweis:

https://www.bing.com/videos/search?q=Chlorid-Nachweis&&view=detail&mid=897F4C58B268035A0917897F4C58B268035A0917&&FORM=VRDGAR&ru=%2Fvideos%2Fsearch%3Fq%3DChlorid-Nachweis%26FORM%3DHDRSC3