

**Kapitel 23: Löslichkeit von Salzen & das Löslichkeitsprodukt**



Marmor - ein Salz!

Freies Lehrbuch der anorganischen Chemie von H. Hoffmeister und C. Ziegler  
(unter GNU Free Documentation License, Version 1.2 (GPL)).

Die jeweils aktuellste Fassung finden Sie unter: <https://hoffmeister.it/index.php/chemiebuch-anorganik>

**Inhalt**

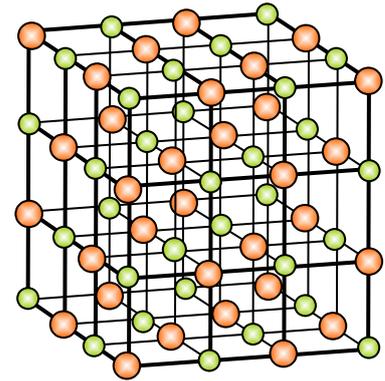
Kapitel 23: Löslichkeit von Salzen & das Löslichkeitsprodukt.....	1
Inhalt.....	2
Allgemeines zum Auflösen von Salzen.....	3
Ionen umhüllen sich mit Wasser - Hydrathüllenbildung am Beispiel von AgCl:.....	3
Bestätigungsexperiment: Wärme und Kälteeffekte beim Lösen von Salzen.....	4
Fällungsreaktionen.....	5
Was ist ein schwerlösliches Salz?.....	5
Fällungsreaktionen als chemische Nachweise.....	6
Anwendungen von Fällungsreaktionen:.....	6
Welche Arten von Lösungen gibt es.....	7
Das Löslichkeitsprodukt.....	8
Nützliche Aussagen des Löslichkeitsproduktes:.....	9
Bestimmung von Löslichkeitsprodukten.....	10
Löslichkeitsprodukte bei 25°C.....	12
Löslichkeit und Temperatur.....	13
Aufgaben zum Löslichkeitsprodukt.....	14
Ausfällung von Salzen bei Überschreitung des Löslichkeitsproduktes.....	15
Berechnung der Sättigungskonzentration.....	16
Wann fällt ein Stoff aus?.....	17
Aufgaben.....	18
Musterlösungen.....	19
Wiederholungsaufgabe zum Thema „Löslichkeit von Salzen“.....	23

### Allgemeines zum Auflösen von Salzen

Salze sind im festen Zustand aus Ionen aufgebaut, welche sich in einer regelmäßigen Struktur, dem Ionengitter, anordnen:

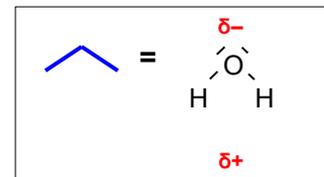
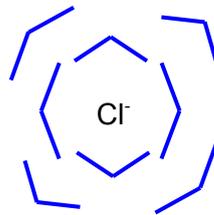
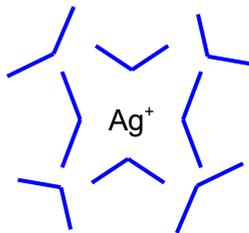
Die Ionen ziehen sich durch ihre positiven und negativen Ladungen untereinander an. Die Anziehungskraft hängt dabei von der Anzahl der Ladungen und auch von den Ionenradien ab.

Möchte man also ein Salz in Wasser auflösen, muss Energie zum Überwinden dieser Anziehung aufgebracht werden. Diese Energie wird Gitterenergie genannt. Sie hat ein positives Vorzeichen, weil sie dem System zugeführt werden muss.



Durch die Gitterenergie liegen die Ionen danach nicht mehr im Verband, sondern frei vor. Allerdings sind sie so noch nicht gelöst! Um den Lösungsvorgang abzuschließen, muss eine sogenannte Hydrathülle entstehen. Diese besteht aus Wassermolekülen, welche sich (entsprechend ihrer Partialladungen) um das jeweilige Ion legen.

### Ionen umhüllen sich mit Wasser - Hydrathüllenbildung am Beispiel von AgCl:



Die Bildung der Hydrathülle ist ein exothermer Vorgang. Hydratisierungsenergie wird freigesetzt. Die Hydratisierungsenergie bekommt deshalb ein negatives Vorzeichen. Hydratisierte Ionen (also in Wasser gelöste), werden durch das Kürzel (aq) hinter dem Symbol gekennzeichnet.

### Das Auflösen von Salzen geschieht in zwei Schritten:

- Aufbrechen des Ionengitters und freisetzen der Ionen. (Energie wird benötigt, da Ladungen getrennt (auseinander gezogen) werden müssen).
- An die freien Ionen lagern sich aufgrund elektrostatischer Anziehung Wassermoleküle an (Hydratisierung oder Hydrathüllenbildung). Dabei wird Energie freigesetzt.



Je nachdem, welcher Energiebetrag nun größer ist, kann sich eine Salzlösung beim Lösevorgang erwärmen (dann ist also der Betrag der Hydratisierungsenergie größer als der Betrag der Gitterenergie) oder abkühlen (es wird mehr Gitterenergie benötigt, als die Hydratisierung freisetzt).  
=> weitere Energie muss dem System entzogen werden => die Lösung kühlt durch Energieverlust ab).

Kann das umgebende System nicht genug aufbringen oder wird nicht genug Hydratisierungsenergie freigesetzt, um die hohe Gitterenergie bereitzustellen, kann das Ionengitter nicht zerstört werden.  
=> **Das Salz ist schwerlöslich.**

Das heißt nicht, dass sich das Salz überhaupt nicht löst, da einzelne Teilchen immer genug Energie haben können und somit in Lösung gehen. Dies sind aber nur sehr geringe Mengen. Mit bloßem Auge wird man keinen Lösevorgang beobachten können.

**Bestätigungsexperiment: Wärme und Kälteeffekte beim Lösen von Salzen**

V: Lösen (mit so wenig Wasser wie möglich. z.B.: jeweils 2 ml) verschiedener Salze mit gleichzeitiger Temperaturmessung (vorher Wassertemperatur messen!). Nach Lösen des Salzes wird die Temperatur erneut gemessen.

Salze:	$\Delta T$
KCl	-7°C
CuSO <sub>4</sub>	-2°C
CaCl <sub>2</sub> · 6H <sub>2</sub> O	1°C
CaCl <sub>2</sub>	-7°C
NaCl	0°C
CaO	+2°C

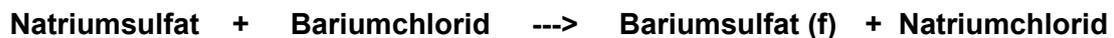
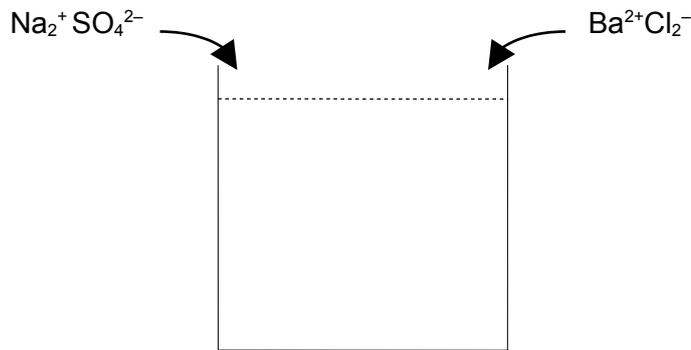
S: Alle Feststoffe, die aus Ionen aufgebaut sind, werden als Salz bezeichnet. Im festen Zustand bildet das Salz ein Ionengitter. Wird ein Salz in Wasser gelöst, gehen die Ionen vom unbeweglichen Gitterzustand in den Freibeweglichen über.

Ist der absolute Wert der Hydratationsenergie größer als der der Gitterenergie, kommt es zu einem Temperaturanstieg. Im anderen Fall löst sich das Salz unter Abkühlung.

Salze, bei denen sich die Temperatur **verringerte**, ist  $|\Delta E_{\text{Gitter}}| > |\Delta E_{\text{Hydratisierung}}|$   
 Salze, bei denen sich die Temperatur **erhöhte**, ist  $|\Delta E_{\text{Gitter}}| < |\Delta E_{\text{Hydratisierung}}|$

## Fällungsreaktionen

### Was ist ein schwerlösliches Salz?



**Salze lösen sich meist gut in Wasser. Treffen aber zwei Ionen zusammen, deren Kombination ein schwer lösliches Salz ergibt, so fällt dieses auch sofort als Feststoff aus (erkennbar am Niederschlag => Trübung). Man nennt dies eine Fällungsreaktion.**

**Sie ist auch als Nachweis für Ionen geeignet.**

**In Reaktionsgleichungen wird das Ausfallen eines Stoffes mit einem ↓ oder einem (s) für solid hinter der Summenformel des Stoffes gekennzeichnet.**

Durch das Verwenden von spezifischen Fällungsreaktionen ist es möglich, einzelne Bestandteile einer Lösung zu identifizieren, also nachzuweisen. Dies ist sehr wichtig zum Nachweis von Ionen geringer Konzentrationen im Analyselabor. Eine mögliche Anwendung ist die Untersuchung von Trinkwasser oder Lebensmitteln. Fällungsreaktionen können auch zum Ausfällen von störenden Ionen verwendet werden, z.B. bei der Reinigung von Klärwasser in der chemischen Stufe der Kläranlage verwendet werden.

**Der Lösungsvorgang bei schwerlöslichen Salzen ist grundsätzlich endotherm. Die zum Lösen benötigte Gitterenergie ist sehr hoch. Die Hydratisierungsenergie reicht hier nicht aus, um das Ionengitter vollständig aufzulösen.  
=> Das Salz löst sich nicht auf.**

### **Zusatzinformationen:**

Ca<sup>2+</sup>- Ionen kann man leicht mit Oxalsäure nachweisen. Das schwerlösliche Salz Calciumoxalat fällt dann aus. Auch dies ist eine Fällungsreaktion.

### **Fällungsreaktionen als chemische Nachweise**

V: Kippe die folgenden Lösungen zusammen und untersuche das Ergebnis

B: In einigen Fällen kommt es zu einer Trübung

	KCl	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	AgNO <sub>3</sub>	CuSO <sub>4</sub>	BaCl <sub>2</sub>	K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	KNO <sub>3</sub>
KCl	x	-	AgCl ↓	-	-	-	-
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		x		-	BaSO <sub>4</sub> ↓	-	-
AgNO <sub>3</sub>			x	-	AgCl ↓	Ag <sub>2</sub> (CrO <sub>4</sub> ) ↓	-
CuSO <sub>4</sub>				x	BaSO <sub>4</sub> ↓	Cu(CrO <sub>4</sub> ) ↓	-
BaCl <sub>2</sub>					x	Ba(CrO <sub>4</sub> ) ↓ (gelb)	-
K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>						x	-
KNO <sub>3</sub>							x

S: Immer, wenn ein Feststoff entstanden ist, lag eine Fällungsreaktion vor. Gelöste Ionen haben sich in der Lösung „gefunden“ und ein schwerlösliches Salz gebildet.

#### **Am ehesten kann man Fällungen mit einer Analogie erklären:**

Die 11. Klasse fährt im engen Bus ins Schwimmbad. Im Bus sind alle eng zusammen (=Feststoff), im Wasser bewegen sich die Schüler dann wild hin und her. Treffen aber zwei „Verliebte“ aufeinander, so lassen sie sich nicht mehr los und sind (fast) untrennbar verbunden. ;-)

#### **Anwendungen von Fällungsreaktionen:**

- Knochen von Wirbeltieren bestehen aus Calciumcarbonat und Calciumphosphat. Beide sind sehr harte und schwerlösliche Salze. Sie geben dem menschlichen Körper Festigkeit, sie können wachsen und können dennoch vom Körper leicht repariert, erneuert werden.
- Muschelschalen bestehen aus Calciumcarbonat.
- In der chemischen Analytik kann man Metallionen durch Ausfällung mit Sulfid zu schwerlöslichen Metallionsulfiden (z.B. FeS, CuS usw.) nachweisen.

### Welche Arten von Lösungen gibt es

**1. Ungesättigte Lösung:**

Die Lösung enthält gelöste Ionen, kein Feststoff ist erkennbar. Weiteres festes Salz könnte noch aufgelöst werden.

**2. Gesättigte Lösung:**

Die Lösung enthält die maximale Anzahl an gelösten Ionen. Am Boden ist ein Bodensatz aus festem Salz erkennbar.

Eine gesättigte Lösung ohne Bodenkörper kann man leicht herstellen, indem man sie einfach filtriert.

**3. Übersättigte Lösung:**

Durch Zuführen von Wärme kann eine Lösung weitere Ionen auflösen.

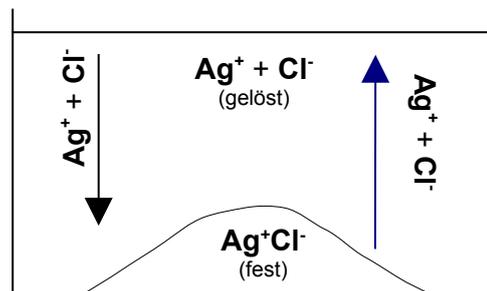
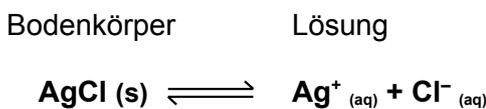
## Das Löslichkeitsprodukt

Viele Stoffe, wie z.B. die Mehrheit der Salze lösen sich in Wasser (mehr oder weniger) gut<sup>1</sup>. Nimmt man aber eine zu große Menge Salz, löst sich nicht das ganze Salz auf, sondern es bleibt ein Bodenkörper zurück. Bei schwerlöslichen Salzen kann man diesen oft schon bei geringen Mengen des zugegebenen Salzes erkennen. Eine solche Lösung bezeichnet man als gesättigt.

Betrachtet man ein solches System nun genauer, so stellt man fest, dass zwischen dem Bodenkörper und der darüber befindlichen Lösung ebenfalls ein Gleichgewicht vorliegt. Es handelt sich um den permanenten Übergang von Ionen aus dem festen Salzkristall in ihre hydratisierte (also gelöste) Form und umgekehrt. Das Gleichgewicht wird heterogen genannt, da einer der Stoffe fest und der andere gelöst ist.

Am Beispiel des schwerlöslichen Salzes Silberchlorid wollen wir mal genauer hinschauen:

### Heterogenes Gleichgewicht der zwei Phasen:



Aufstellen des MWG für dieses Lösungs-Gleichgewicht

$$K_c = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]}$$

Da sich die Konzentration des Bodenkörpers (hier  $[\text{AgCl}]$ ) in einem enormen Überschuss befindet und obendrein nahezu konstant ist, kann sie mit der Konstanten  $K_c$  des MWG verrechnet und zu der neuen Konstanten  $K_L$  zusammengefasst werden:

$$K_c = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]} \quad | \cdot [\text{AgCl}]$$

$$K_c \cdot [\text{AgCl}] = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = K_L = \text{Löslichkeitsprodukt} \quad (= \text{maximale Ionenkonzentration})$$

**Das Produkt der Ionenkonzentrationen einer gesättigten Salzlösung nennt man Löslichkeitsprodukt. Es gibt an, wie viel Salz, bei einer bestimmten Temperatur maximal gelöst sein kann. Dabei gilt, je kleiner das Löslichkeitsprodukt ist, desto schwerer löst sich ein Salz auf.**

**Aus diesem Grunde verwendet man gelegentlich auch den logarithmierten Wert von  $K_L$  und nennt ihn dann  $\text{p}K_L$ -Wert (entsprechend dem pH-Wert, wo auch ein dekadischer Logarithmus verwendet wird.**

**Die so erhaltenen  $\text{p}K_L$ -Werte sind etwas „handlicher“ und übersichtlicher.**

1 Nitrate lösen sich beispielsweise immer recht gut auf

**Nützliche Aussagen des Löslichkeitsproduktes:**

Man kann nun berechnen, wie viel Salz sich jeweils in einer Lösung löst, sodass kein Bodenkörper entsteht, bzw. genau berechnen, wie viel Salz zugegeben werden muss, damit sich ein Bodenkörper bildet:

**Je kleiner also der Wert  $K_L$  ist, desto weniger Salz wird sich auflösen und desto schwerlöslicher ist ein Salz.**

**Bei Lösungsvorgängen fällt immer dann ein Feststoff aus, wenn das Produkt der gelösten Ionenkonzentrationen größer als das Löslichkeitsprodukt wird.**

**Mit anderen Worten: Die Gesamtkonzentration an Ionen, die in einer Lösung enthalten sind, entspricht maximal dem Löslichkeitsprodukt (also dem Produkt der Einzelkonzentrationen).**

### **Bestimmung von Löslichkeitsprodukten**

Für alle Salze, egal ob leicht- oder schwerlöslich, existieren Literaturwerte mit gemessenen Löslichkeitsprodukten. Wie kann man ein solches nun selbst bestimmen?

Erinnern wir uns an den Merksatz der vorherigen Seite:

**Die Gesamtkonzentration an Ionen, die in einer Lösung enthalten sind, entspricht maximal dem Löslichkeitsprodukt**

Hat man also eine gesättigte Lösung mit Bodenkörper und filtriert diese und dampft anschließend das Filtrat ein, so erhält man als Feststoff das Salz, welches vorher gelöst war.

Aus der Masse des Salzes (und den Koeffizienten der Salzformel, welche ja das Verhältnis angibt) kann nun leicht die Konzentration der Ionen und somit  $K_L$  bestimmt werden.

#### **Beispiel:**

100ml einer gesättigten Bleichloridlösung werden eingedampft und gewogen. Die Masse des  $PbCl_2$  beträgt 0,475g. Bestimme  $K_L$ .

#### **Musterlösung:**

##### **1. Reaktionsgleichung aufstellen und daraus das Löslichkeitsprodukt ableiten:**



##### **2. Überlegen, wie ist das Verhältnis der Ionen zueinander:**

Die Salzformel ist  $PbCl_2 \Rightarrow$  1  $Pb^{2+}$ -Ion und zwei  $Cl^-$ -Ionen

Nun ist es so, dass Rechnungen viel einfacher sind, wenn man nur eine Unbekannte hat. Da bei diesem Salz immer doppelt so viele Chloridionen frei werden wie Bleiionen, kann man einen der beiden Werte durch den anderen ersetzen:

Wie werden also die Konzentration von Chloridionen durch die Konzentration von Bleiionen substituieren:

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

Doch wie kommt man auf diesen Term? Oft rätseln Schüler, auf welcher Seite die „2“ stehen muss. Mein Tipp, bildet doch das Verhältnis:

$$\frac{[Pb^{2+}]}{[Cl^-]} = \frac{1}{2} \quad | \cdot 2$$

$$\frac{2 [Pb^{2+}]}{[Cl^-]} = \frac{1}{1} \quad | \cdot [Cl^-]$$

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

**3. Einsetzen in das Löslichkeitsprodukt zu einer Formel:**

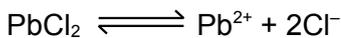
$$K_L = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = [\text{Pb}^{2+}] \cdot (2[\text{Pb}^{2+}])^2 = 4[\text{Pb}^{2+}]^3$$

**4. Berechnen der Konzentration aus der Masse (über die Stoffmenge)**

Notwendige Formeln:  $c = n/V$        $n = m/M$

Um nun alles auszurechnen brauchen wir die Konzentration an Bleiionen, diese kann aus der Stoffmenge und der Masse berechnet werden. Aber woher nehmen wir diesen Wert? Wir wissen doch nur die Masse an Bleichlorid, nicht aber die Masse an Bleiionen, oder?

Ein kleiner Trick hilft uns nun: Die Stoffmenge an ( $\text{Pb}^{2+}$ ) entspricht laut Reaktionsgleichung der Stoffmenge an Bleichlorid:



=> Jedes Molekül Bleichlorid setzt genau ein Bleiion frei! Somit sind beide Stoffmengen immer gleich!

$$\Rightarrow n(\text{Pb}^{2+}) = n(\text{PbCl}_2)$$

**5. Berechnung Stoffmenge:**

$$n(\text{PbCl}_2) = n(\text{Pb}^{2+}) = \frac{m(\text{PbCl}_2)}{M(\text{PbCl}_2)}$$

=> Berechnung der Konzentration:

$$c(\text{Pb}^{2+}) = \frac{n(\text{Pb}^{2+})}{V(\text{Pb}^{2+})} = \frac{m(\text{PbCl}_2) / M(\text{PbCl}_2)}{0,1\text{l}} = \frac{m(\text{PbCl}_2)}{M(\text{PbCl}_2) \cdot 0,1\text{l}} = \frac{0,473\text{g}}{278,10\text{g/mol} \cdot 0,1\text{l}}$$

$$= 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

**5. Einsetzen in die Formel (aus 3.)**

$$K_L = 4[\text{Pb}^{2+}]^3 = 4 (1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l})^3 = \underline{\underline{1,99 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^3/\text{l}^3}}$$

**Löslichkeitsprodukte bei 25°C**

Salz	$K_L$ -Wert
AgBr	$5 \cdot 10^{-13} \text{mol}^2/\text{l}^2$
AgCl	$2 \cdot 10^{-10} \text{mol}^2/\text{l}^2$
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$8 \cdot 10^{-12} \text{mol}^3/\text{l}^3$
AgI	$8 \cdot 10^{-17} \text{mol}^2/\text{l}^2$
Ag(OH)	$2 \cdot 10^{-8} \text{mol}^2/\text{l}^2$
Ag <sub>2</sub> S	$6 \cdot 10^{-50} \text{mol}^3/\text{l}^3$
BaCO <sub>3</sub>	$5 \cdot 10^{-9} \text{mol}^3/\text{l}^3$
Ba(OH) <sub>2</sub>	$5 \cdot 10^{-3} \text{mol}^3/\text{l}^3$
BaSO <sub>4</sub>	$1 \cdot 10^{-10} \text{mol}^2/\text{l}^2$
CaCO <sub>3</sub>	$9 \cdot 10^{-9} \text{mol}^2/\text{l}^2$
CaF <sub>2</sub>	$3,4 \cdot 10^{-11} \text{mol}^3/\text{l}^3$
Ca(OH) <sub>2</sub>	$4 \cdot 10^{-6} \text{mol}^3/\text{l}^3$
CaSO <sub>4</sub>	$2 \cdot 10^{-5} \text{mol}^2/\text{l}^2$
CuS	$6 \cdot 10^{-36} \text{mol}^2/\text{l}^2$
Fe(OH) <sub>3</sub>	$4 \cdot 10^{-40} \text{mol}^4/\text{l}^4$
FeS	$5 \cdot 10^{-18} \text{mol}^2/\text{l}^2$
Mg(OH) <sub>2</sub>	$1 \cdot 10^{-11} \text{mol}^3/\text{l}^3$
PbCl <sub>2</sub>	$1,7 \cdot 10^{-5} \text{mol}^3/\text{l}^3$
PbI <sub>2</sub>	$1 \cdot 10^{-9} \text{mol}^3/\text{l}^3$
PbS	$1 \cdot 10^{-28} \text{mol}^2/\text{l}^2$
PbSO <sub>4</sub>	$2 \cdot 10^{-8} \text{mol}^2/\text{l}^2$



### Aufgaben zum Löslichkeitsprodukt

Silberchlorid gilt als schwerlösliches Salz, es ist allerdings nicht völlig unlöslich. Ein geringer Anteil löst sich immer. Bei 25°C lösen sich beispielsweise 0,0019g AgCl in einem Liter Wasser.

- a) Bestimme die Stoffmenge und die Konzentration der Lösung.  
b) Bestimme das Löslichkeitsprodukt.

#### Notwendige Formeln:

$$\text{Stoffmenge (n)} = \frac{\text{Masse (m) [g]}}{\text{molare Masse (M) [g/mol]}}$$

$$\text{Konzentration (c)} = \frac{\text{Stoffmenge (n)}}{\text{Volumen (V)}}$$

#### Lösungsweg:

**Ziel:** Einsetzen der Silberionen- und der Chloridionenkonzentration in das Löslichkeitsprodukt und so  $K_L$  ausrechnen.

**1. Schritt:** Um die Konzentrationen zu berechnen, die ja zum Einsetzen in das Löslichkeitsprodukt notwendig sind, benötigt man die Stoffmenge der Silberionen und der Chloridionen. An diese gelangt man durch die Stoffmenge an AgCl:

$$n(\text{AgCl}) = \frac{m(\text{AgCl})}{M(\text{AgCl})} = \frac{0,0019\text{g}}{143,4\text{ g/mol}}$$

$$\leftarrow \text{aus dem PSE abgelesen: } \begin{aligned} M_{(\text{Ag})} &= 107,9\text{ g/mol} \\ M_{(\text{Cl})} &= 35,5\text{ g/mol} \\ \Rightarrow M_{(\text{AgCl})} &= \mathbf{143,4\text{ g/mol}} \end{aligned}$$

$$n(\text{AgCl}) = \mathbf{1,32 \cdot 10^{-5}\text{ mol}}$$

**2. Schritt: Aus der Reaktionsgleichung folgt das Verhältnis der Ionen zum Feststoff:**



Würden sich also z.B. 1 mol AgCl auflösen, so würden jeweils 1 mol  $\text{Ag}^+$  und 1 mol  $\text{Cl}^-$  bilden. Da nun in unserem Beispiel  $1,32 \cdot 10^{-5}$  mol AgCl aufgelöst werden, liegen auch  $1,32 \cdot 10^{-5}$  mol  $\text{Ag}^+$  und  $1,32 \cdot 10^{-5}$  mol  $\text{Cl}^-$  vor.

#### 3. Schritt - Berechnen der Konzentrationen:

Da die Aufgabe von einem Liter ausgeht, ist die Stoffmenge gleich der Konzentration:

$$c(\text{Ag}^+) = c(\text{Cl}^-) = \frac{n(\text{Ag})}{V(\text{Ag})} = \frac{1,32 \cdot 10^{-5}\text{ mol}}{1\text{ l}} = \mathbf{1,32 \cdot 10^{-5}\text{ mol/l}}$$

**4. Schritt: Einsetzen in die Formel des Löslichkeitsproduktes:**

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

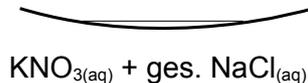
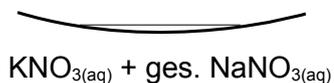
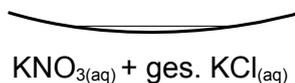
$$[1,32 \cdot 10^{-5}\text{ mol/l}] \cdot [1,32 \cdot 10^{-5}\text{ mol/l}] = \mathbf{1,74 \cdot 10^{-10}\text{ mol}^2/\text{l}^2}$$

### Ausfällung von Salzen bei Überschreitung des Löslichkeitsproduktes

#### **Versuch 1:**

Es werden 50ml einer gesättigten Kaliumnitratlösung hergestellt. Dazu gibt man so lange  $\text{KNO}_3$  unter Rühren in Wasser, bis ein Bodenkörper entsteht. Diese Lösung wird filtriert und aus diesem Filtrat wird Lösung mit einer Pipette auf je drei Uhrgläser bzw. Petrischalen gegeben.

Zu jeder Lösung wird entsprechend eine weitere Salzlösung zugefügt:



B: Bei Zugabe von  $\text{KCl}$  und von  $\text{NaNO}_3$  fällt ein Feststoff aus.

S: Die weitere Zugabe eines bereits vorhandenen Ions vergrößert seine Konzentration, dadurch wird der Wert des Löslichkeitsproduktes überschritten. Der Feststoff fällt aus.

**Berechnung der Sättigungskonzentration**

Es liegen 100ml gesättigte Silberchloridlösung vor. Wie groß ist die Masse der enthaltenen Ionen?

**Musterlösung:****1. Reaktionsgleichung aufstellen und daraus das Löslichkeitsprodukt ableiten:****2. Überlegen, wie ist das Verhältnis der Ionen zueinander:**

Die Salzformel ist AgCl  $\Rightarrow$   $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$

**3. Einsetzen zu einer Formel:**

$$K_L = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = [\text{Ag}^+]^2 = [\text{Cl}^-]^2 = 2 \cdot 10^{-10} \text{mol}^2/\text{l}^2$$

**4. Berechnen der Konzentration**

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = \sqrt{2 \cdot 10^{-10} \text{mol}^2/\text{l}^2} = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{mol/l}$$

**5. Berechnen der Masse:**

$$c = n/V ; n = m/M \quad \Rightarrow \quad m = c \cdot M \cdot V$$

$$\text{Masse (Ag}^+): [\text{Ag}^+] \cdot M(\text{Ag}^+) \cdot V(\text{Ag}^+) = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{mol/l} \cdot 107,9 \text{ g/mol} \cdot 0,1 \text{l} = \underline{\underline{0,00015\text{g}}}$$

$$\text{Masse (Cl}^-): [\text{Cl}^-] \cdot M(\text{Cl}^-) \cdot V(\text{Cl}^-) = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{mol/l} \cdot 35,5 \text{ g/mol} \cdot 0,1 \text{l} = \underline{\underline{0,00005\text{g}}}$$

### **Wann fällt ein Stoff aus?**

Je schwerlöslicher ein Salz ist, (d.h. je weniger sich von einem Salz löst), desto kleiner ist der Wert von  $K_L$ .

**Folglich fällt immer dann der Feststoff aus, wenn die Konzentration der Ionen (also das Löslichkeitsprodukt) größerer als der Wert des Löslichkeitsproduktes ist!**

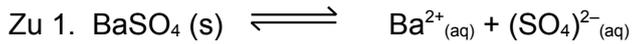
#### **Eine Aufgabe als Beispiel:**

1. Das Löslichkeitsprodukt von Silberchlorid ist  $2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2$ . Wie viel Gramm Silberchlorid lösen demzufolge genau in einem Liter Wasser?

(Tipp zur Lösung: Wurzel ziehen und über die Stoffmenge die Masse errechnen.)

**Aufgaben**

- Bei 25°C sind von einer gesättigten Bariumsulfatlösung  $1,04 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$  der  $\text{Ba}^{2+}$ -Ionen gelöst. Berechne das Löslichkeitsprodukt.
- Welche Konzentration an Silberionen liegt bei 25°C in einer gesättigten Silberchloridlösung vor?  
( $K_{\text{L(AgCl)}} = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2$ )
  - Welche Konzentration erwartest Du bei einer gesättigten Silbercarbonatlösung?  
( $K_{\text{L(Ag}_2\text{CO}_3)} = 8 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{l}^3$ )
- Bestimme die Konzentration an Bleiionen einer gesättigten Bleisulfidlösung ( $K_{\text{L(PbS)}} = 1 \cdot 10^{-28} \text{ mol}^2/\text{l}^2$ ). Wofür kann dies nützlich sein?
- Man fügt 10ml einer gesättigten  $\text{PbCl}_2$ -Lösung sowie 10 ml einer 0,2 molaren KI-Lösung zusammen in ein Gefäß. Fällt der Feststoff  $\text{PbI}_2$  aus?  
( $K_{\text{L(PbI}_2)} = 1,4 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^3/\text{l}^3$ ;  $K_{\text{L(PbCl}_2)} = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^3/\text{l}^3$ )
- Wie viel Gramm ungelöstes festes Silberchlorid entsteht beim Zusammenfügen von je 50ml 0,1 molarer Silbernitratlösung und Natriumchloridlösung? ( $K_{\text{L(AgCl)}} = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2$ )
- Zinkblende ( $\text{ZnS}$ ) löst sich nur minimal bei Raumtemperatur in Wasser ( $K_{\text{L(ZnS)}} = 4,9 \cdot 10^{-6} \cdot \text{mol}^2/\text{l}^2$ ).
  - Wie viel Gramm Zinksulfid lösen sich in einem Liter Wasser?
  - Wie viel Gramm Zinksulfid würden sich noch lösen, wenn die Lösung bereits 0,1 mol/l  $\text{S}^{2-}$ -Ionen enthält?
- Eine gesättigte Lösung mit Aluminiumhydroxid enthält eine Hydroxidionenkonzentration von  $7,4 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l}$ . Bestimme  $K_{\text{L}}$ .

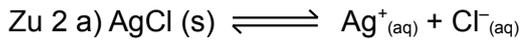
**Musterlösungen**

$$\Rightarrow K_{\text{L (BaSO}_4)} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [(\text{SO}_4)^{2-}]$$

Da die Konzentrationen von  $\text{Ba}^{2+}$  und  $(\text{SO}_4)^{2-}$  im Gleichgewicht ja gleich sind, gilt:

$$\Leftrightarrow K_{\text{L (BaSO}_4)} = [\text{Ba}^{2+}]^2 \quad | \text{ Wurzel ziehen}$$

$$\underline{\underline{K_{\text{L}} = 1,08 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2}}$$



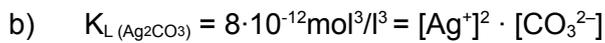
$$K_{\text{L (AgCl)}} = [\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Cl}^{-}] = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

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

$$\Leftrightarrow K_{\text{L (PbS)}} = [\text{Ag}^{+}]^2 = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

$$[\text{Ag}^{+}]^2 = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2 \quad | \text{ Wurzel ziehen}$$

$$\underline{\underline{[\text{Ag}^{+}] = 1,41 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}}}$$

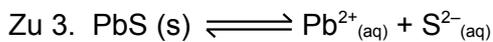


$$\Leftrightarrow [\text{CO}_3^{2-}] = 1/2 [\text{Ag}^{+}]$$

$$\Leftrightarrow 2 [\text{CO}_3^{2-}] = [\text{Ag}^{+}]$$

$$K_{\text{L (Ag}_2\text{CO}_3)} = 8 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{l}^3 = 4 [\text{CO}_3^{2-}]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 4 [\text{CO}_3^{2-}]^3$$

$$\underline{\underline{[\text{Ag}^{+}] = 2,51 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} \quad [\text{CO}_3^{2-}] = 1,2599 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}}}$$



$$\Rightarrow K_{\text{L (PbS)}} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$$

$$\Leftrightarrow K_{\text{L (PbS)}} = [\text{Pb}^{2+}]^2$$

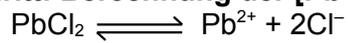
$$\Leftrightarrow K_{\text{L (BaSO}_4)} = [\text{Ba}^{2+}]^2$$

$$[\text{Pb}^{2+}]^2 = 1 \cdot 10^{-28} \text{ mol}^2/\text{l}^2 \quad | \text{ Wurzel ziehen}$$

$$\underline{\underline{[\text{Pb}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}}}$$

zu 4)

**1. Schritt: Berechnung der  $[\text{Pb}^{2+}]$ :**



$$[\text{Pb}^{2+}] = 1/2 [\text{Cl}^-]$$

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

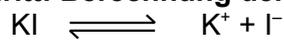
$$K_L = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = [\text{Pb}^{2+}] \cdot 2[\text{Pb}^{2+}]^2 = 4[\text{Pb}^{2+}]^3$$

$$= [\text{Pb}^{2+}] = \sqrt[3]{1/4K_L}$$

Aber, da die Lösungen zusammengekippt werden und so das Volumen sich verdoppelt, muss die Konzentration auch halbiert werden.

$$\Rightarrow [\text{Pb}^{2+}] = 0,104 \text{ mol/l}$$

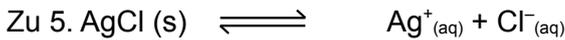
**2. Schritt: Berechnung der  $[\text{I}^-]$ :**



$$[\text{I}^-] = 0,2 \text{ mol/l} \Rightarrow 0,1 \text{ mol/l (weil ja wieder verdünnt wird auf 20 ml!)}$$

**3. Schritt: Einsetzen in die eigentliche Gleichung:**

$$K_{L(\text{PbI}_2)} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = 0,104 \text{ mol/l} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = \underline{\underline{0,00104 \text{ mol}^3/\text{l}^3}}$$



### 1. Rechnung: Wie viele Silberionen lösen sich in 100ml Wasser?

$$K_{L(\text{AgCl})} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

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

$$\Leftrightarrow K_{L(\text{PbS})} = [\text{Ag}^+]^2 = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

$$[\text{Ag}^+]^2 = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2 \quad | \text{ Wurzel ziehen}$$

$$[\text{Ag}^+] = 1,41 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \quad (\text{so viele Silberionen lösen sich in einem Liter})$$

=> in 100ml lösen sich nur 1/10 davon. Damit spricht man aber dann nicht mehr von Konzentrationen, sondern Stoffmenge! (Nachrechenbar mit  $n = c \cdot V \Rightarrow 1,41 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \cdot 0,1 \text{ l}$ )

$$n_{\text{Ag}^+} (\text{in 100ml}) = 1,41 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \quad (\text{so viele Silberionen lösen sich also in 100ml})$$

### 2. Rechnung: Was befindet sich nun in den beiden Lösungen?

$$\text{Silbernitratlösung: } n_{\text{Ag}^+} = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,05\text{l} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Natriumchloridlösung: } n_{\text{Cl}^-} = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,05\text{l} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

=> Beim Zusammenkippen entstehen also  $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol AgCl}$

### 3. Rechnung: Welche Stoffmenge löst sich nach dem Zusammenkippen nicht auf?

Achtung: Kippt man beide Lösungen zusammen, hat man das doppelte Volumen (100ml!!)

Nun kann man berechnen, wie viele Silberionen sich davon nicht lösen:

$$n_{\text{Ag}^+} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 1,41 \cdot 10^{-6} \text{ mol} = \mathbf{0,49986 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

Der gleiche Wert gilt für die Chloridionen:

$$n_{\text{Cl}^-} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 1,41 \cdot 10^{-6} \text{ mol} = \mathbf{0,49986 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

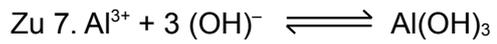
Die Stoffmenge an AgCl ist somit auch:  $\mathbf{0,49986 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$

### 4. Rechnung: Bestimmung der Masse

$$n = m/M \quad \Rightarrow \quad m = n \cdot M \quad M_{\text{AgCl}} = 143,32 \text{ g/mol}$$

$$\Rightarrow m = 0,49986 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 143,32 \text{ g/mol} = \mathbf{0,7164\text{g}}$$

**0,7164g festes Silberchlorid fallen aus.**



$$K_{\text{L (Al(OH)}_3)} = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^3$$

$$\Rightarrow \text{Ionenverhältnis zueinander: } [\text{Al}^{3+}] = 3 [\text{OH}^{-}]$$

$$\Rightarrow K_{\text{L (Al(OH)}_3)} = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^3 = [3(\text{OH})^{-}]^3 \cdot [\text{OH}^{-}]^3 = 27 \cdot [\text{OH}^{-}]^4$$

Da  $c_{(\text{OH}^{-})}$  ja bekannt ist, kann man es einsetzen:

$$K_{\text{L (Al(OH)}_3)} = 27 [\text{OH}^{-}]^4 = 27 (7,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l})^4 = \underline{\underline{8,096 \cdot 10^{-32} \text{ mol}^4/\text{l}^4}}$$

**Wiederholungsaufgabe zum Thema „Löslichkeit von Salzen“**

1. Was versteht man unter einem Löslichkeitsgleichgewicht?
2. Wie berechnet man  $K_L$ ?
3. Begründe, warum die Löslichkeit von Salzen temperaturabhängig ist
4. Nenne die Formel zur Berechnung der Stoffmenge und die Formel zur Berechnung der Konzentration.
5. Wie kann man an  $K_L$  ablesen, ob ein Salz bei einer bestimmten Konzentration als Feststoff ausfällt?