

Kapitel 20: Löslichkeit von Salzen & das Löslichkeitsprodukt



Marmor - ein Salz!

Inhalt

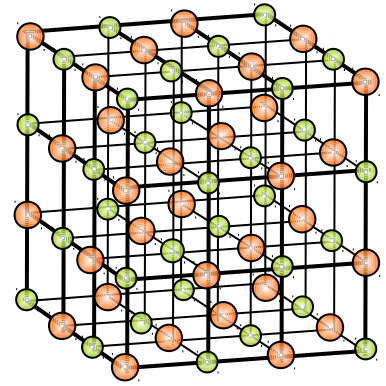
Kapitel 20: Löslichkeit von Salzen & das Löslichkeitsprodukt.....	1
Inhalt.....	2
Allgemeines zum Auflösen von Salzen.....	3
Ionen umhüllen sich mit Wasser - Hydrathüllenbildung am Beispiel von AgCl:.....	3
Bestätigungsexperiment: Wärme und Kälteeffekte beim Lösen von Salzen.....	4
Fällungsreaktionen.....	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
Löslichkeit und Temperatur.....	10
Löslichkeitsprodukte bei 25°C.....	11
Aufgaben zum Löslichkeitsprodukt.....	12
Ausfällung von Salzen bei Überschreitung des Löslichkeitsproduktes.....	13
Berechnung der Sättigungskonzentration.....	14
Wann fällt ein Stoff aus?.....	15
Aufgaben.....	16
Musterlösungen.....	17
Wiederholungsaufgaben.....	18

Allgemeines zum Auflösen von Salzen

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

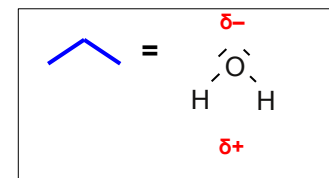
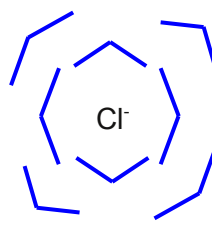
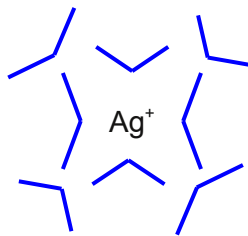
Die Ionen ziehen sich durch ihre positiven und negativen Ladungen untereinander an. Die Anziehungskraft hängt dabei von der Anzahl der Ladungen und auch von den Ionenradien ab.

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 so genannte Hydrathülle entstehen. Diese besteht aus Wassermolekülen, welche sich (entsprechend ihrer Partialladungen) um das jeweilige Ion legen.

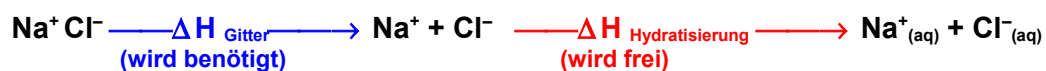
Ionen umhüllen sich mit Wasser - Hydrathüllenbildung am Beispiel von AgCl:



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 \Rightarrow weitere Energie muss dem System entzogen werden \Rightarrow 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. \Rightarrow **Das Salz ist schwerlöslich.**

Das heißt nicht, dass sich das Salz überhaupt gar nicht löst, da einzelne Teilchen immer genug Energie haben können und somit in Lösung gehen. Dies sind aber nur sehr sehr sehr geringe Mengen. Für das Auge findet keine Lösevorgang statt.

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:	ΔT
KCl	-7°C
CuSO ₄	-2°C
CaCl ₂ · 6H ₂ O	1°C
CaCl ₂	-7°C
NaCl	0°C
CaO	+2°C

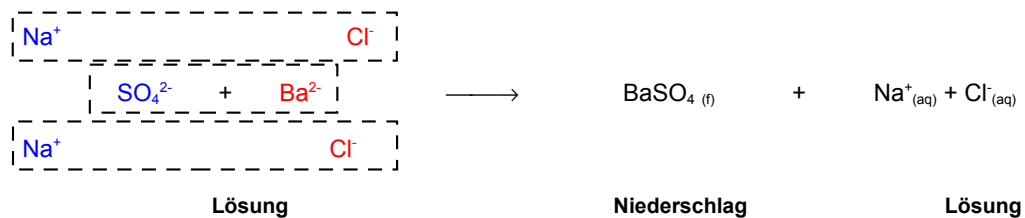
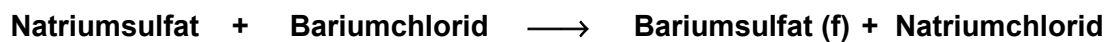
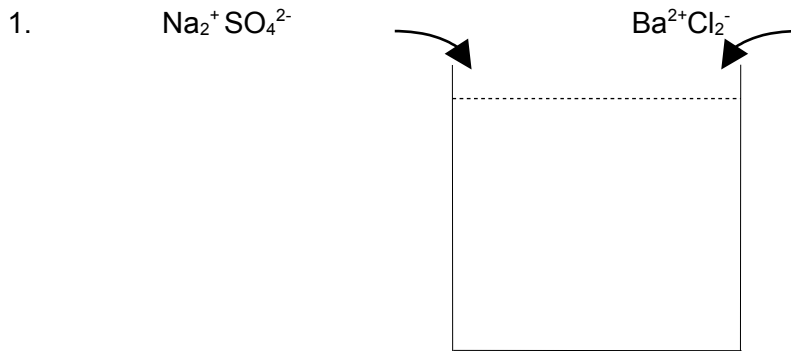
S: Alle Feststoffe die aus Ionen aufgebaut sind, werden als Salz bezeichnet. Im festen Zustand bildet das Salz ein Ionengitter. Wird ein Salz in Wasser gelöst, gehen die Ionen vom unbeweglichen Gitterzustand in den Freibeweglichen über.

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

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 \Rightarrow Trübung). Man nennt dies eine Fällungsreaktion.

Sie ist auch als Nachweis für Ionen geeignet.

In Reaktionsgleichungen wird das Ausfallen eines Stoffes mit einem \downarrow 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 Analytelabor. 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.

\Rightarrow Das Salz löst sich nicht auf

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 ₂ SO ₄	AgNO ₃	CuSO ₄	BaCl ₂	K ₂ CrO ₄	KNO ₃
KCl	x	-	AgCl ↓	-	-	-	-
K ₂ SO ₄		x		-	BaSO ₄ ↓	-	-
AgNO ₃			x	-	AgCl ↓	Ag ₂ (CrO ₄) ↓	-
CuSO ₄				x	BaSO ₄ ↓	Cu(CrO ₄) ↓	-
BaCl ₂					x	Ba(CrO ₄) ↓ (gelb)	-
K ₂ CrO ₄						x	-
KNO ₃							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 10. 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.

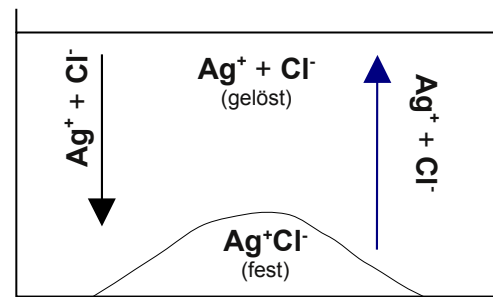
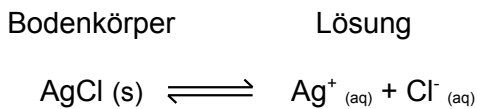
Das Löslichkeitsprodukt

Viele Stoffe, wie z.B. die Mehrheit der Salze lösen sich in Wasser (mehr oder weniger) gut¹. 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:



Da sich die Konzentration des Bodenkörpers in einem enormen Überschuss befindet und obendrein konstant ist, kann sie mit der Konstanten des MWG verrechnet und 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.

Je kleiner der Wert K_L ist, desto weniger Salz wird sich auflösen und desto schwerlöslicher ist ein Salz. Aus diesem Grunde verwendet man oft den $\text{p}K_L$ -Wert, da seine Zahlen „handlicher“ (also kleiner) sind.

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, so dass kein Bodenkörper entsteht, bzw. genau berechnen, wie viel Salz zugegeben werden muss, damit sich ein Bodenkörper bildet:

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

Mit anderen Worten: Es sind nur so viele Ionen in einer Lösung enthalten, das deren multiplizierten Konzentrationen maximal dem Löslichkeitsprodukt entsprechen.

⇒ Hat man eine gesättigte Lösung mit Bodenkörper und filtriert dies, dampft anschließend das Filtrat ein, so kann aus der Masse des Produktes (und den Koeffizienten der Salzformel, welche ja das Verhältnis angibt) die Konzentration der Ionen und somit K_L bestimmt werden.

Beispiel:

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

1. Reaktionsgleichung aufstellen und daraus das Löslichkeitsprodukt ableiten:



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

Die Salzformel ist $PbCl_2 \Rightarrow 2[Pb^{2+}] = [Cl^-]$

3. Einsetzen zu einer Formel:

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

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

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

Berechnung Stoffmenge: $n(Pb^{2+}) = n(PbCl_2) = m(PbCl_2) / M(PbCl_2)$

⇒ Berechnung der Konzentration:

$$c(Pb^{2+}) = \frac{n(Pb^{2+})}{V(Pb^{2+})} = \frac{m(PbCl_2) / M(PbCl_2)}{0,1l} = \frac{m(PbCl_2)}{M(PbCl_2) \cdot 0,1l} = \frac{0,473g}{278,10g/mol \cdot 0,1l}$$

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

5. Einsetzen in die Formel (aus 3.)

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

Löslichkeit und Temperatur

Erinnere Dich an die Regeln zum Verschieben von Gleichgewichten:

**Erhitzen begünstigt den endothermen Schritt, Abkühlen die exotherme Reaktion.
Die Gleichgewichtskonstante ändert sich durch Temperaturänderungen entsprechend!**

Dies gilt nun übertragen auch für Löslichkeitsgleichgewichte:

Erwärmt man eine gesättigte Lösung mit Bodenkörper, so nimmt die Konzentration des Bodenkörpers mit steigender Temperatur meist ab. D.h., je wärmer eine Lösung wird, desto besser lösen sich in ihr viele Salze.

Man kann allerdings folgende Beobachtung machen: Die Löslichkeit von KNO_3 nimmt durch Erwärmen zu, die von $\text{Li}_2(\text{CO}_3)$ hingegen nimmt ab.

Man muss nun genau unterscheiden, ob ein Lösungsvorgang endotherm oder exotherm ist.

Exothermer Lösungsvorgang $\Delta H < 0 \Rightarrow$ Begünstigung der endothermen (Rück)reaktion
 \Rightarrow Löslichkeit sinkt mit steigender Temperatur

Endothermer Lösungsvorgang $\Delta H > 0 \Rightarrow$ Begünstigung der exothermen Auflösung
 \Rightarrow Löslichkeit steigt mit steigender Temperatur

Erhitzen führt zu einer schnelleren Einstellung des Gleichgewichts. Dabei kommt es zu einer Verschiebung und zu einer Änderung der Gleichgewichtskonstanten.

**Ist der Lösungsvorgang eines Salzes exotherm,
so nimmt die Löslichkeit bei Erhöhung der Temperatur der Lösung ab.**

**Ist der Lösungsvorgang eines Salzes endotherm,
so nimmt die Löslichkeit bei Wärmezufuhr zu!**

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

Umfangreiche Tabelle: http://en.wikipedia.org/wiki/Solubility_equilibrium#Table

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:

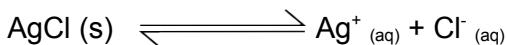
Ziel: Einsetzen der Silberionen- und der Chloridionenkonzentration in das Löslichkeitsprodukt und so K_L ausrechnen.

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:

$$n(\text{AgCl}) = \frac{m(\text{AgCl})}{M(\text{AgCl})} = \frac{0,0019\text{g}}{143,4\text{ g/mol}} \quad \leftarrow \text{aus dem PSE abgelesen: } \begin{array}{l} M_{(\text{Ag})} = 107,9\text{ g/mol} \\ M_{(\text{Cl})} = 35,5\text{ g/mol} \\ \Rightarrow M_{(\text{AgCl})} = \mathbf{143,4\text{ g/mol}} \end{array}$$

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

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 Ag^+ und 1 mol Cl^- bilden. Da nun in unserem Beispiel $1,32 \cdot 10^{-5}$ mol AgCl aufgelöst werden, liegen auch $1,32 \cdot 10^{-5}$ mol Ag^+ und $1,32 \cdot 10^{-5}$ mol Cl^- vor.

3. Schritt - Berechnen der Konzentrationen:

Die 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:

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

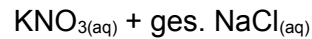
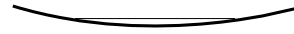
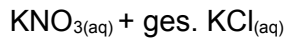
$$[1,32 \cdot 10^{-5}\text{ mol/l}] \cdot [1,32 \cdot 10^{-5}\text{ mol/l}] = \mathbf{1,74 \cdot 10^{-10}\text{ mol}^2/\text{l}^2}$$

Ausfällung von Salzen bei Überschreitung des Löslichkeitsproduktes

Versuch 1:

Es werden 50ml einer gesättigten Kaliumnitratlösung hergestellt. Dazu gibt man solange 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 KCl und von NaNO_3 fällt ein Feststoff aus.

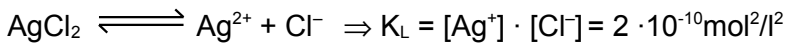
S: Die weitere Zugabe eines bereits vorhandenen Ions vergrößert seine Konzentration, dadurch wird der Wert des Löslichkeitsproduktes überschritten. Der Feststoff fällt aus.

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

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!

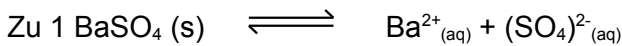
Eine Aufgabe als Beispiel:

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 Ba^{2+} -Ionen gelöst. Berechne das Löslichkeitsprodukt.
- a) Welche Konzentration an Silberionen liegt bei 25°C in einer gesättigten Silberchloridlösung vor?
($K_{\text{L}(\text{AgCl})} = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2$)
b) Welche Konzentration erwartest Du bei einer gesättigten Silbercarbonatlösung?
($K_{\text{L}(\text{Ag}_2\text{CO}_3)} = 8 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{l}^3$)
- Bestimme die Konzentration an Bleiionen einer gesättigten Bleisulfidlösung ($K_{\text{L}(\text{PbS})} = 1 \cdot 10^{-28} \text{ mol}^2/\text{l}^2$). Wofür kann dies nützlich sein?
- Man fügt 10ml einer gesättigten PbCl_2 -Lösung sowie 10 ml einer 0,2 molaren KI-Lösung zusammen in ein Gefäß. Fällt der Feststoff PbI_2 aus?
($K_{\text{L}(\text{PbI}_2)} = 8,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^3/\text{l}^3$; $K_{\text{L}(\text{PbCl}_2)} = 3,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}^3/\text{l}^3$)
- Wie viel Gramm ungelöstes festes Silberchlorid entsteht beim Zusammenfügen von je 50ml 0,1 molarer Silbernitratlösung und Natriumchloridlösung? ($K_{\text{L}(\text{AgCl})} = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2$)
- Zinkblende (ZnS) löst sich nur minimal bei Raumtemperatur in Wasser ($K_{\text{L}(\text{ZnS})} = 4,9 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^2/\text{l}^2$).
a) Wie viel Gramm Zinksulfid lösen sich in einem Liter Wasser?
b) Wie viel Gramm Zinksulfid würden sich noch lösen, wenn die Lösung bereits 0,1 mol/l S^{2-} -Ionen enthält?
- Eine gesättigte Lösung mit Aluminiumhydroxid enthält eine Hydroxidionenkonzentration von $7,4 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l}$. Bestimme K_{L} .

Musterlösungen

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

Da die Konzentrationen von Ba^{2+} und SO_4^{2-} im Gleichgewicht ja gleich sind gilt:

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

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

Zu 2b)

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

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

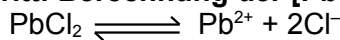
$$\Rightarrow 2 [\text{CO}_3^{2-}] = [\text{Ag}^+]$$

$$K_{\text{L}(\text{Ag}_2\text{CO}_3)} = 8 \cdot 10^{-13} \text{ mol}^3/\text{l}^3 = 4 [\text{CO}_3^{2-}]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 4 [\text{CO}_3^{2-}]^3$$

$$[\text{Ag}^+] = 2,51 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

zu 4)

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



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

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

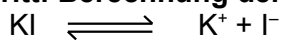
$$K_{\text{L}} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = [\text{Pb}^{2+}] \cdot 2[\text{Pb}^{2+}]^2 = 4[\text{Pb}^{2+}]^3$$

$$= [\text{Pb}^{2+}] = \sqrt[3]{1/4 K_{\text{L}}} = \mathbf{0,208 \text{ mol/l}}$$

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

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

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

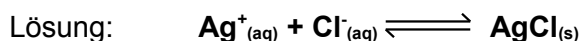


$$[\text{I}^-] = 0,2 \text{ mol/l} \Rightarrow 0,1 \text{ mol/l} \text{ (weil ja wieder verdünnt wird auf 20 ml!)}$$

3. Schritt: Einsetzen in die eigentliche Gleichung:

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

Zu 6



⇒ $n(\text{Ag}^+) = n(\text{AgCl}) = 0,005 \text{ mol}$
(= Stoffmenge allen vorhandenen Silberchlorids! Aber nur ein geringer Teil davon ist gelöst, der hauptsächlichste Batzen davon ist ungelöst!)

⇒ Man muss nun den Anteil der gelösten Teilchen berechnen:

$$c = n/V \quad n(\text{AgCl}) = V \cdot c = 0,1 \text{ l} \cdot \sqrt{K_L} = n_{(\text{AgCl})} = \mathbf{1,265 \cdot 10^{-6} \text{ mol}}$$

⇒ Gesamtmenge - Menge an gelösten Teilchen = Menge der ungelösten Teilchen:
 $0,005 \text{ mol} - 1,265 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l} = 0,004998 \text{ mol}$

⇒ Berechnen der Masse: $m = n \cdot M = 0,004998 \text{ mol} \cdot 143,3212 \text{ g/mol} = 0,71631 \text{ g}$

Wiederholungsaufgaben

Reaktionskinetik: Geschwindigkeit von Reaktionen

1. Nenne Kennzeichen einer chemischen Reaktionen
2. Erstelle für jeweils frei gewählte Reaktionen ein exothermes und ein endothermes Energiediagramm
3. Was versteht man unter Enthalpie und Entropie?
4. Wie unterscheiden sich Standard- und Normalbedingungen?
5. Was versteht man unter Reaktionsgeschwindigkeit?
6. Welche Faktoren beeinflussen die Reaktionsgeschwindigkeit?
7. Wie unterscheiden sich mittlere und momentane Reaktionsgeschwindigkeit?
8. Erkläre die Faktoren mit einer Modellvorstellung der wirksamen Zusammenstöße.
9. Wie kann man die Reaktionsgeschwindigkeit messen? Nenne verschiedene praktische Möglichkeiten.
10. Eine Zinkgranalie und die gleiche Masse an Zinkpulver reagieren Salzsäure. Stelle die Reaktionsgleichung auf und finde Wege die Reaktionsgeschwindigkeit zu bestimmen.
11. Magnesium reagiert mit Salzsäure. Nach 1min. misst man ein Wasserstoffvolumen von 30ml.
 - a) Stelle die Reaktionsgleichung auf und benenne alle Stoffe
 - b) Bestimme die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit v_r in mol/s
12. Salzsäure reagiert auch mit Calciumcarbonat. Es bildet sich wiederum ein Gas. Nach 2min. wird eine Massenabnahme von 0,960g gemessen. Berechne die mittlere Änderung der Stoffmenge des Kohlenstoffdioxids. $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$
13. Die Wasserstoffperoxidkonzentration einer wässrigen Wasserstoffperoxidlösung nimmt bei der folgenden Reaktion ab: $2 \text{ H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{ H}_2\text{O} + \text{O}_2$.
Es liegen folgende Konzentrationen vor: $c_0(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,98 \text{ mol/l}$ // $c_1(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,74 \text{ mol/l}$
Berechne den zugehörigen Zeitabschnitt, wenn die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit $v_r = - 7,48 \text{ mol /l}\cdot\text{s}$ im betrachteten Zeitabschnitt ist.
14. Welchen Einfluss haben Katalysatoren auf die Reaktionsgeschwindigkeit?

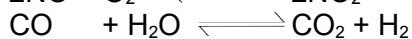
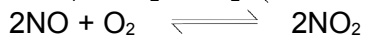
Analytik und Ionennachweise

15. Was ist eine Fällungsreaktion? Was ist ein schwerlösliches Salz?
16. Welche Eigenschaft eines Salzes macht es schwerlöslich?
17. Wie kann man Fällungsreaktionen für analytische Nachweise einsetzen?
18. Nenne Nachweise für Chloridionen, Sulfationen, Eisenionen und Kupferionen. Wie funktionieren sie jeweils?
19. Nenne mindestens 4 weitere Nachweise.

Das chemische Gleichgewicht

20. Erkläre das Eisenthiocyanatgleichgewicht.
21. Definiere chemisches Gleichgewicht.
22. Warum kann man sagen das chemische Gleichgewichtsreaktionen äußerlich zum Stillstand gekommen sind?
23. Warum sind chemische Gleichgewichte dynamisch?
24. Nenne das Prinzip von Le Chatellier
25. Nenne zu jeder der vier Arten von Gleichgewichtsreaktionen je ein Beispiel: (Lösungsgleichgewicht, Gasgleichgewicht, Säure-Base-Gleichgewicht, Redox-Gleichgewicht).
26. Erkläre das Chromat/ Dichromatgleichgewicht genau.
27. Erkläre das Stickoxidgleichgewicht genau.
28. Das Iodwasserstoffgleichgewicht ist ein gutes Beispiel für Le Chatellier. Wende sein Prinzip auf dieses Gleichgewicht an und erkläre Auswirkungen, wenn man Druck bzw. Temperatur verändert.
29. Was ist das MWG? = Wie stellt man es auf und welche Aussage trifft K?
30. Erkläre warum Mineralwasser in einer Sprudelflasche nach einiger Zeit kein „Sprudel“ mehr enthält.
31. Fasse zusammen: Wie kann man ein Gleichgewicht verschieben?

32. Erkläre das Gasgleichgewicht in den Lungenbläschen, welches zwischen Luftsauerstoff und gelöstem Sauerstoff im Blut herrscht.
33. Beschreibe die Ammoniaksynthese. Bei welchen Bedingungen findet sie statt? Warum gerade bei diesen Bedingungen?
34. Beschreibe das Boudouard-Gleichgewicht.
35. Welche Gleichgewichte spielen bei der Produktion von Schwefelsäure eine Rolle?
36. Rechne alle Gleichgewichtsaufgaben im Buch
37. Welche der folgenden Reaktionen reagiert (und in welcher Weise) auf eine Veränderung des Volumens?



Löslichkeit von Salzen

38. Was versteht man unter einem Löslichkeitsgleichgewicht?
39. Wie berechnet man K_L ?
40. Begründe, warum die Löslichkeit von Salzen temperaturabhängig ist
41. Nenne die Formel zur Berechnung der Stoffmenge und die Formel zur Berechnung der Konzentration.
42. Wie kann man an K_L ablesen, ob ein Salz bei einer bestimmten Konzentration als Feststoff ausfällt?