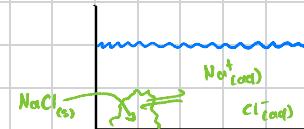
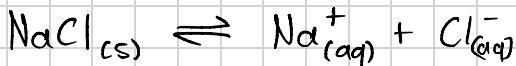


# ÜS 1 - Fällungsgleichgewichte

Fällungsgleichgewichte beschreiben die Reaktion von Salzen in Wasser zwischen fester und flüssiger Phase.

Bsp.: Kochsalz in Wasser



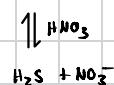
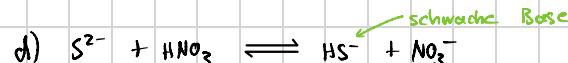
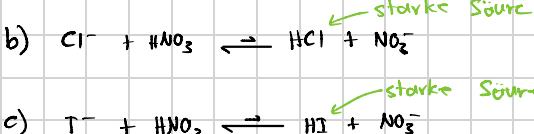
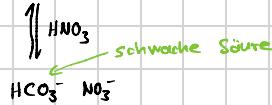
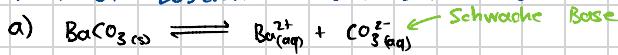
In Chemie II schauen wir uns nur Fällungsreaktionen in Wasser an. Eine Lösung heißt dann gesättigt, wenn die maximale Menge an Ionen gelöst ist, bevor etwas ausfällt.

7. Bestimmen Sie, ob die folgenden schwerlöslichen Salze in 0.1 M Salpetersäure  $\text{HNO}_3$  besser löslich sind als in reinem Wasser. Ergänzen Sie dazu die folgende Tabelle. Kreuzen Sie die richtige Lösung an.

Salz	Besser löslich in $\text{HNO}_3$ als in Wasser	Nicht besser löslich
a) $\text{BaCO}_3$	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
b) $\text{AgCl}$	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
c) $\text{PbI}_2$	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
d) $\text{CuS}$	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Grundsätzliche Frage: Interagiert das Anion mit der Säure, also kann die Säure das Anion protonieren?

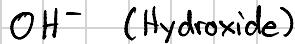
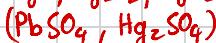
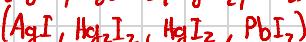
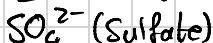
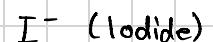
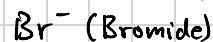
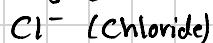
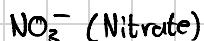
Ist dies der Fall kann die Anionenkonzentration verringert werden und die Löslichkeit des Salzes erhöht werden



# Was sind allgemeine Trends für die Löslichkeit? (Ausnahmen)

Gut löslich

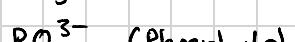
Schwer löslich



Gruppe I,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$   
 $\text{Ba}(\text{OH})_2, \text{Ca}(\text{OH})_2$



Gruppe I

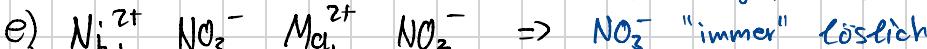
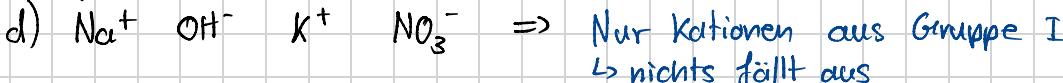
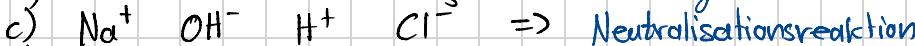
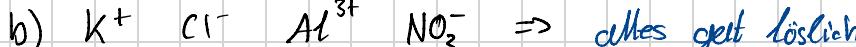
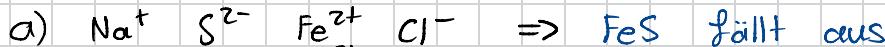
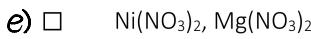
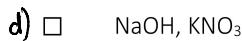


Gruppe I



Gruppe I, II

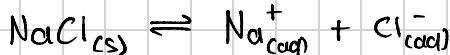
1. Welches der folgenden Paare würde zur Bildung eines Niederschlags führen, wenn 0.1 M wässrige Lösungen der beiden Substanzen gemischt werden?



Wie beschreibt man die Fällungsreaktion eines Salzes in Zahlen?

→ Wir kennen für allgemeine Reaktionen die Gleichgewichtskonstante  $K \rightarrow$  Die können wir auch für Fällungsreaktionen aufstellen sobald die Lösung gesättigt ist

$$K = \frac{\alpha \text{ (Produkte)}}{\alpha \text{ (Edukte)}} \Rightarrow$$



$$K = \frac{\alpha (\text{Na}^+_{(aq)}) \cdot \alpha (\text{Cl}^-_{(aq)})}{\alpha (\text{NaCl}_{(s)})}$$

Da die Aktivität von Reinstoffen ( $\alpha(\text{NaCl}_{\text{aq}})$ ) gleich 1 ist muss nur das Produkt der Aktivitäten der Ionen betrachtet werden. Bei "normaler" Verdünnung entspricht die Aktivität ungefähr der Konzentrationen.

$$K_{\text{SO}} = \alpha(\text{Na}^+_{\text{aq}}) \cdot \alpha(\text{Cl}^-_{\text{aq}}) \approx \left( \frac{c(\text{Na}^+_{\text{aq}})}{c^0} \right) \cdot \left( \frac{c(\text{Cl}^-_{\text{aq}})}{c^0} \right)$$

↑ auch Löslichkeitsprodukt genannt.

Wir dividieren durch die Standardkonzentration  $c^0 = 1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$  damit der Ausdruck dimensionslos (ohne Einheiten) wird

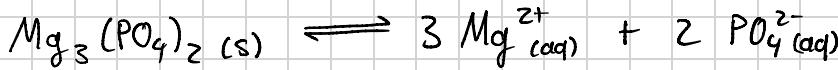
Falls in einem Salz ein Ion mehr als einmal vorkommt so muss das auch im Löslichkeitsprodukt beachtet werden.

Bsp:  $\text{MgCl}_2 \quad K_{\text{SO}} = \left( \frac{c(\text{Mg}^{2+}_{\text{aq}})}{c^0} \right) \cdot \left( \frac{c(\text{Cl}^-_{\text{aq}})}{c^0} \right)^2$

$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \quad K_{\text{SO}} = \left( \frac{c(\text{Fe}^{2+}_{\text{aq}})}{c^0} \right)^3 \cdot \left( \frac{c(\text{PO}_4^{3-}_{\text{aq}})}{c^0} \right)^2$

Löslichkeit ist die maximale Konzentration einer Spezies in der Lösung (Konzentration bei Sättigung)

2. Schreiben Sie eine korrekte Reaktionsgleichung für das Auflösen von Magnesiumphosphat,  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$  Wie lautet der korrekte Ausdruck für die Löslichkeitskonstante  $K_{\text{SO}}$  dieses Salzes?



Löslichkeitskonstante:  $K_{\text{SO}} = \frac{\alpha(\text{Mg}^{2+}_{\text{aq}})^3 \cdot \alpha(\text{PO}_4^{3-}_{\text{aq}})^2}{\underbrace{\alpha(\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2)}_{=1}} = \alpha(\text{Mg}^{2+}_{\text{aq}})^3 \cdot \alpha(\text{PO}_4^{3-}_{\text{aq}})^2$

generell ist die Aktivität von Reinstoffen 1

$$= \left( \frac{c(\text{Mg}^{2+}_{\text{aq}})}{c^0} \right)^3 \cdot \left( \frac{c(\text{PO}_4^{3-}_{\text{aq}})}{c^0} \right)^2$$

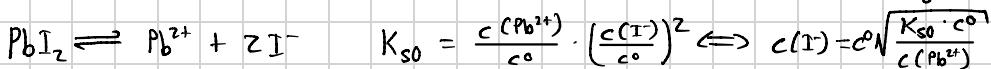
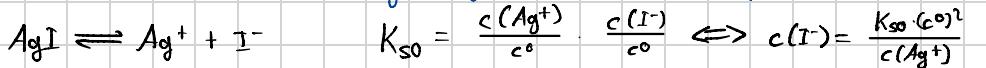
5. Eine Lösung enthält  $2 \cdot 10^{-4}$  M  $\text{Ag}^+$  und  $1.5 \cdot 10^{-3}$  M  $\text{Pb}^{2+}$ . Bildet sich bei Zugabe von  $\text{NaI}$ -Lösung zuerst  $\text{AgI}$  oder  $\text{PbI}_2$ ? Begründen Sie Ihre Antwort mit einer Berechnung.

Tabellenwerte:

$$K_{\text{so}}(\text{AgI}) = 8.3 \cdot 10^{-17}$$

$$K_{\text{so}}(\text{PbI}_2) = 7.9 \cdot 10^{-9}$$

Wieder zuerst Reaktionsgleichung und Löslichkeitsprodukt aufstellen



Jetzt berechnen wir die maximale Konzentration an Iodidionen bevor ein Niederschlag auftritt.

$$\boxed{\text{AgI}} \quad c(\text{I}^-) = \frac{K_{\text{so}}(c^0)^2}{c(\text{Ag}^+)} = \frac{8.3 \cdot 10^{-17} \cdot (1 \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{2 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 4.2 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

✓ Fehler in der Musterlösung

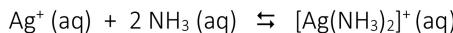
$$\boxed{\text{PbI}_2} \quad c(\text{I}^-) = c^0 \sqrt{\frac{K_{\text{so}} \cdot c^0}{c(\text{Pb}^{2+})}} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \sqrt{\frac{7.9 \cdot 10^{-9} \cdot 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1.5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}} = 2.3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Da die Fällung von  $\text{AgI}$  schon bei viel kleineren Konzentrationen von  $\text{I}^-$  stattfindet, fällt  $\text{AgI}$  vorher aus.

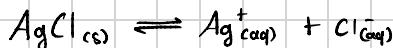
9.  $\text{AgNO}_3$  wird zu einer 0.010-molaren  $\text{NaCl}$ -Lösung in Wasser gegeben.

- Berechnen Sie die maximale  $\text{Ag}^+$ -Konzentration in dieser Lösung, bei der noch kein  $\text{AgCl}(s)$  entsteht. Das Löslichkeitsprodukt von  $\text{AgCl}$  ist  $K_{\text{so}} = 1.8 \cdot 10^{-10}$ .
- $\text{NH}_3$  wird zu einem Gemisch gegeben, das 0.10 mol  $\text{AgNO}_3$  und 0.010 mol  $\text{NaCl}$  in 1.00 L Wasser enthält. Berechnen Sie die minimale gesamte Konzentration von  $\text{NH}_3$ , die notwendig ist um einen  $\text{AgCl}(s)$  Niederschlag zu vermeiden.

Ammoniak bildet mit Silberionen folgendes Gleichgewicht mit Gleichgewichtskonstante  $K_K = 1.6 \cdot 10^7$  (Bildung eines Komplexes):



a) Erstmal Reaktionsgleichung und Löslichkeitsprodukt aufstellen



$$K_{\text{so}} = \frac{(c(\text{Ag}^+_{(\text{aq})})) \cdot (c(\text{Cl}^-_{(\text{aq})}))}{c^0}$$

$$K_{\text{so}} \cdot \frac{c^0}{c(\text{Cl}^-_{(\text{aq})})} = \frac{c(\text{Ag}^+_{(\text{aq})})}{c^0} \Rightarrow c(\text{Ag}^+_{(\text{aq})}) = \frac{K_{\text{so}} \cdot (c^0)^2}{c(\text{Cl}^-_{(\text{aq})})} = \frac{1.8 \cdot 10^{-10} \cdot (1 \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{0.01 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = \underline{\underline{1.8 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}$$

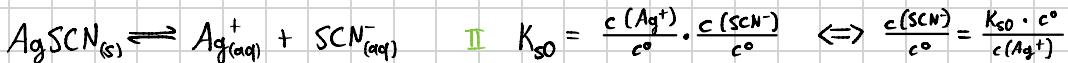
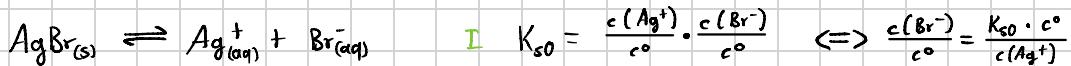
8. Silberbromid und Silberrhodanid (Rhodanidion:  $\text{SCN}^-$  (aq)) sind zwei schwerlösliche Salze mit ähnlichen Löslichkeitskonstanten. Berechnen Sie die Konzentration aller Spezies im Gleichgewicht, nachdem die festen Salze gemeinsam aufgeschlämmt wurden.

Tabellenwerte:

$$K_{\text{SO}}(\text{AgBr}) = 5.0 \cdot 10^{-13}$$

$$K_{\text{SO}}(\text{AgSCN}) = 1.0 \cdot 10^{-12}$$

Wieder zuerst Reaktionsgleichungen und Löslichkeitsprodukte aufstellen:



Aufschämmung ist eine Suspension mit Wasser. Es muss in der Lösung Ladungserhaltung gelten. (Beachte, dass  $\text{Ag}^+$  "doppelt" vorkommt)

$$\text{III} \quad c(\text{Ag}^+) = c(\text{Br}^-) + c(\text{SCN}^-) \Rightarrow \frac{c(\text{Ag}^+)}{c^\circ} = \frac{c(\text{Br}^-)}{c^\circ} + \frac{c(\text{SCN}^-)}{c^\circ}$$

Wir haben jetzt eine lineares Gleichungssystem mit drei Gleichungen und drei Unbekannten

$$\text{I, II in III: } \frac{c(\text{Ag}^+)}{c^\circ} = \frac{K_{\text{SO}}(\text{AgBr}) \cdot c^\circ}{c(\text{Ag}^+)} + \frac{K_{\text{SO}}(\text{AgSCN}) \cdot c^\circ}{c(\text{Ag}^+)} \quad | \cdot c(\text{Ag}^+)$$

$$\frac{(c(\text{Ag}^+))^2}{c^\circ} = K_{\text{SO}}(\text{AgBr}) \cdot c^\circ + K_{\text{SO}}(\text{AgSCN}) \cdot c^\circ$$

$$\begin{aligned} c(\text{Ag}^+) &= \sqrt{K_{\text{SO}}(\text{AgBr}) + K_{\text{SO}}(\text{AgSCN})} \cdot c^\circ \\ &= 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \sqrt{5.0 \cdot 10^{-13} + 1.0 \cdot 10^{-12}} \end{aligned}$$

$$c(\text{Ag}^+) = \underline{\underline{1.2 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}$$

Da wir jetzt  $[\text{Ag}^+]$  kennen können wir dies in I und II einsetzen, um die anderen beiden Konzentrationen zu berechnen:

$$\text{I} \quad \frac{c(\text{Br}^-)}{c^\circ} = \frac{K_{\text{SO}}(\text{AgBr}) \cdot c^\circ}{c(\text{Ag}^+)} \Rightarrow c(\text{Br}^-) = \frac{K_{\text{SO}}(\text{AgBr}) \cdot (c^\circ)^2}{c(\text{Ag}^+)} = \frac{5.0 \cdot 10^{-13} \cdot (1 \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{1.2 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = \underline{\underline{4.2 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}$$

$$\text{II} \quad \frac{c(\text{SCN}^-)}{c^\circ} = \frac{K_{\text{SO}}(\text{AgSCN}) \cdot c^\circ}{c(\text{Ag}^+)} \Rightarrow c(\text{SCN}^-) = \frac{K_{\text{SO}}(\text{AgSCN}) \cdot (c^\circ)^2}{c(\text{Ag}^+)} = \frac{1.0 \cdot 10^{-12} \cdot (1 \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{1.2 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = \underline{\underline{8.3 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}$$

4. Eine Lösung mit dem pH = 0.5 enthält 0.15 M Ni<sup>2+</sup>, 0.10 M Co<sup>2+</sup> und 0.5 M Cd<sup>2+</sup>. Die Lösung wird mit H<sub>2</sub>S gesättigt (0.1 M). Fällt aus dieser Lösung NiS, CoS oder CdS aus?

Tabellenwerte:

$$K_{\text{so}}(\text{NiS}) = 3 \cdot 10^{-21}$$

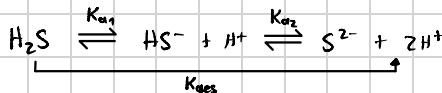
$$\text{p}K_{\text{a}1}(\text{H}_2\text{S}) = 7$$

$$K_{\text{so}}(\text{CoS}) = 5 \cdot 10^{-22}$$

$$\text{p}K_{\text{a}2}(\text{H}_2\text{S}) = 14$$

$$K_{\text{so}}(\text{CdS}) = 1 \cdot 10^{-28}$$

Zunächst muss die Konzentration des Anions S<sup>2-</sup> ermittelt werden, da H<sub>2</sub>S zu einer Lösung mit gegebenem pH-Wert gegeben wird.



$$K_{\text{ges}} = K_{\text{a}1} \cdot K_{\text{a}2}$$

Worum ist dies so?

$$K_{\text{ges}} = \frac{\frac{c(\text{S}^{2-})}{c^0} \left( \frac{c(\text{H}^+)}{c^0} \right)^2}{\frac{c(\text{H}_2\text{S})}{c^0}} \cdot \frac{\frac{c(\text{HS}^-)}{c^0}}{\frac{c(\text{HS}^-)}{c^0}} = \frac{\frac{c(\text{S}^{2-})}{c^0} \cdot \frac{c(\text{H}^+)}{c^0}}{\frac{c(\text{HS}^-)}{c^0}} \cdot \frac{\frac{c(\text{HS}^-)}{c^0} \cdot \frac{c(\text{H}^+)}{c^0}}{K_{\text{a}1}}$$

$$\Rightarrow K_{\text{a}1} \cdot K_{\text{a}2} = 10^{-\text{p}K_{\text{a}1}} \cdot 10^{-\text{p}K_{\text{a}2}} = 10^{-7} \cdot 10^{-14} = 10^{-21} = K_{\text{ges}}$$

$$K_{\text{ges}} = \frac{\frac{c(\text{S}^{2-})}{c^0} \left( \frac{c(\text{H}^+)}{c^0} \right)^2}{\frac{c(\text{H}_2\text{S})}{c^0}} \Rightarrow \frac{c(\text{S}^{2-})}{c^0} = K_{\text{ges}} \cdot \frac{c(\text{H}_2\text{S})}{c^0} = 10^{-21} \cdot \frac{0.1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 10^{-21}$$

Jetzt wo die Konzentration des Anions bekannt ist, kann das Löslichkeitsprodukt für alle Metalle aufgestellt werden.

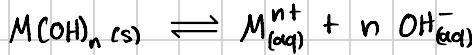
$$\boxed{\text{Ni}^{2+}} \quad \text{NiS} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-} \quad \frac{c(\text{Ni}^{2+})}{c^0} \cdot \frac{c(\text{S}^{2-})}{c^0} = 1.5 \cdot 10^{-1} \cdot 10^{-21} = 1.5 \cdot 10^{-22} < K_{\text{so}}(\text{NiS}) \quad \text{fällt nicht aus}$$

$$\boxed{\text{Co}^{2+}} \quad \text{CoS} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + \text{S}^{2-} \quad \frac{c(\text{Co}^{2+})}{c^0} \cdot \frac{c(\text{S}^{2-})}{c^0} = 1.0 \cdot 10^{-1} \cdot 10^{-21} = 1.0 \cdot 10^{-22} < K_{\text{so}}(\text{CoS}) \quad \text{fällt nicht aus}$$

$$\boxed{\text{Cd}^{2+}} \quad \text{CdS} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + \text{S}^{2-} \quad \frac{c(\text{Cd}^{2+})}{c^0} \cdot \frac{c(\text{S}^{2-})}{c^0} = 5.0 \cdot 10^{-1} \cdot 10^{-21} = 5.0 \cdot 10^{-22} > K_{\text{so}}(\text{CdS}) \quad \text{fällt aus!}$$

## Hydroxide

Hydroxide sind als zumeist schwerlösliche Salze deswegen besonders, da ihre Löslichkeit stark pH-abhängig ist.

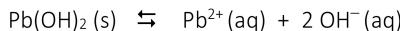


$$\lg\left(\frac{c(M_{(aq)}^{n+})}{c^0}\right) = \lg(K_{SO}) - n \cdot \lg(K_w) - n \cdot pH$$

$$*K_{SO} = K_{SO} \cdot (K_w)^n$$

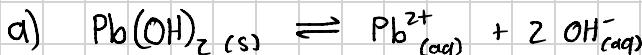
$\underbrace{\lg(*K_{SO})}_{\text{Hydrolysekonstante}}$

6. Der Farbhersteller „Schneeweiss“ in Gais (AR) hat historisch bedingt sein Abwasser immer in den Rotbach geleitet. Jetzt hat das Bau- und Umweltdepartement festgestellt, dass die Konzentration der  $Pb^{2+}$ -Ionen im Abwasser  $1.4 \cdot 10^{-4}$  M beträgt und damit viel zu hoch ist. Um die Konzentration auf  $1.0 \cdot 10^{-8}$  M zu senken, möchte man Natronlauge ( $NaOH$ ) hinzugeben. Damit lautet die relevante Auflösungsreaktion:



Die Hydrolysekonstante für diese Reaktion ist:  $*K_{SO} = 1.42 \cdot 10^8$

- Schreiben Sie das Massenwirkungsgesetz der Reaktion als Funktion von Messgrößen.
- Berechnen Sie die Konzentration der Hydroxid-Ionen, die nötig ist, um die Konzentration der  $Pb^{2+}$ -Ionen auf  $1.0 \cdot 10^{-8}$  M zu senken.



Für das Massenwirkungsgesetz bzw. Gleichgewichtskonstante:

$$K_{SO} = \frac{c(Pb_{(aq)}^{2+}) \cdot c(OH_{(aq)}^-)^2}{c(Pb(OH)_2)} = \left(\frac{c(Pb_{(aq)}^{2+})}{c^0}\right) \cdot \left(\frac{c(OH_{(aq)}^-)}{c^0}\right)^2$$

- b) Gleichung nach  $c(OH_{(aq)}^-)$  umstellen

$$K_{SO} = \frac{c(Pb_{(aq)}^{2+})}{c^0} \cdot \left(\frac{c(OH_{(aq)}^-)}{c^0}\right)^2$$

$$\frac{c(OH_{(aq)}^-)^2}{c^0} = \frac{K_{SO} \cdot c^0}{c(Pb_{(aq)}^{2+})} \Leftrightarrow c(OH_{(aq)}^-) = c^0 \sqrt{\frac{K_{SO} \cdot c^0}{c(Pb_{(aq)}^{2+})}}$$

Fehler in der Musterlösung

Das Löslichkeitsprodukt  $K_{SO}$  ist uns nicht gegeben, aber dafür die Hydrolysekonstante  $*K_{SO} \Rightarrow$  Umrechnen

$$\lg(K_{SO}) = \lg(*K_{SO}) - n \cdot \lg(K_w) \Leftrightarrow K_{SO} = *K_{SO} \cdot (K_w)^n$$

Ionenprodukt des Wassers  
 $K_w = 10^{-14} = \text{konst.}$

n ist die Anzahl der in der Fällungsreaktion freiwerdenden Hydroxidionen. (hier 2)

$$c(\text{OH}^-_{\text{aq}}) = c^\circ \sqrt{\frac{K_{\text{so}} \cdot c^\circ}{c(\text{Pb}^{2+}_{\text{aq}})}} \quad | \quad K_{\text{so}} = {}^*K_{\text{so}} \cdot K_w^2 = 1.42 \cdot 10^{-20}$$

$$c(\text{OH}^-_{\text{aq}}) = c^\circ \sqrt{\frac{{}^*K_{\text{so}} \cdot K_w^2 \cdot c^\circ}{c(\text{Pb}^{2+}_{\text{aq}})}} \quad | \quad c(\text{Pb}^{2+}_{\text{aq}}) \text{ soll } 1.0 \cdot 10^{-8} \text{ M} = 1.0 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

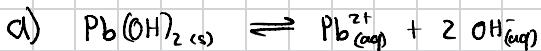
$$c(\text{OH}^-_{\text{aq}}) = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \sqrt{\frac{1.42 \cdot 10^8 \cdot (10^{-4})^2 \cdot 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1.0 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}} \\ = 1.19 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \underline{\underline{1.19 \cdot 10^{-6} \text{ M}}}$$

Die Konzentration der Hydroxidionen kann über den pH-Wert ausgedrückt werden:

$$\text{pOH} = -\lg \left( \frac{c(\text{OH}^-_{\text{aq}})}{c^\circ} \right) = -\lg \left( \frac{1.19 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \right) = 5.9$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8.1$$

10. Zeichen Sie das Löslichkeitsdiagramm von Blei(II)-hydroxid  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  im pH-Bereich 0 bis 14 ( $K_{\text{so}} = 1.42 \cdot 10^{-20}$ ).
- Welchen Wert hat die Hydrolysekonstante  ${}^*K_{\text{so}}$  von Blei(II)-hydroxid.
  - Welche Steigung hat die Gerade der Gleichgewichtskonzentration  $\lg(c(\text{Pb}^{2+}(\text{aq}))/c^\circ)$ ?
  - Wie gross ist die Gleichgewichtskonzentration von  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$  in neutraler Lösung?



Es gilt allgemein für die Hydrolysekonstante:

$$K_{\text{so}} = {}^*K_{\text{so}} \cdot (K_w)^n \quad \text{Anzahl freigesetzter OH}^- \text{-Ionen}$$

$$\Leftrightarrow {}^*K_{\text{so}} = \frac{K_{\text{so}}}{(K_w)^n} = \frac{1.42 \cdot 10^{-20}}{(10^{-14})^2} = \underline{\underline{1.42 \cdot 10^8}}$$

b) Allgemein gilt für die pH-Abhängigkeit der Netto kationenkonzentration bei Hydrolyseföllungsreaktionen:

$$\lg\left(\frac{c(M^{n+})}{c^0}\right) = \lg(^*K_{so}) - n \cdot \text{pH} \xrightarrow{Pb^{2+}} \underbrace{\lg\left(\frac{c(Pb^{2+}_{\text{emp}})}{c^0}\right)}_{y(x)} = \underbrace{\lg(^*K_{so})}_{b} - \underbrace{2 \cdot \text{pH}}_{-m \cdot x}$$

c) Wie eine lineare Funktion  $\Rightarrow$  Steigung:  $m = -2$   
 Solche Hydrolysereaktionen kann man fast immer grafisch lösen. (Obwohl man hier auch ehrlich gesagt einfach  $\text{pH}=7$  einsetzen könnte.)

$$\lg\left(\frac{c(Pb^{2+}_{\text{emp}})}{c^0}\right) = \lg(^*K_{so}) - 2 \cdot \text{pH} = \lg(1.42 \cdot 10^{-8}) - 2 \cdot 7 = -5.85$$

$$\Rightarrow \lg\left(\frac{c(Pb^{2+}_{\text{emp}})}{c^0}\right) = -5.85 \Leftrightarrow c(Pb^{2+}_{\text{emp}}) = c^0 \cdot 10^{-5.85} = \underline{\underline{1.42 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}$$

2 Punkte berechnen für die Gerade:

$$1.) \lg\left(\frac{c(Pb^{2+}_{\text{emp}})}{c^0}\right) = 0 \Rightarrow 0 = \lg(^*K_{so}) - 2 \cdot \text{pH} \Leftrightarrow \text{pH} = \frac{\lg(^*K_{so})}{2} = 4.08$$

$$2.) \lg\left(\frac{c(Pb^{2+}_{\text{emp}})}{c^0}\right) = -14 \Rightarrow -14 = \lg(^*K_{so}) - 2 \cdot \text{pH} \Leftrightarrow \text{pH} = \frac{\lg(^*K_{so}) + 14}{2} = 11.08$$

$$\Rightarrow \lg\left(\frac{c(Pb^{2+}_{\text{emp}})}{c^0}\right) = -5.85 \Rightarrow c(Pb^{2+}_{\text{emp}}) = c^0 \cdot 10^{-5.85} = \underline{\underline{1.42 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}$$

