



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

Gut löslich

Schwer löslich

$\text{NO}_3^-$ (Nitrate)	
$\text{Cl}^-$ (Chloride)	( $\text{AgCl}$ , $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ , $\text{PbCl}_2$ )
$\text{Br}^-$ (Bromide)	( $\text{AgBr}$ , $\text{Hg}_2\text{Br}_2$ , $\text{HgBr}_2$ , $\text{PbBr}_2$ )
$\text{I}^-$ (Iodide)	( $\text{AgI}$ , $\text{Hg}_2\text{I}_2$ , $\text{HgI}_2$ , $\text{PbI}_2$ )
$\text{SO}_4^{2-}$ (Sulfate)	( $\text{PbSO}_4$ , $\text{Hg}_2\text{SO}_4$ )
$\text{CH}_3\text{COO}^-$ (Acetate)	

$\text{OH}^-$ (Hydroxide)	(Gruppe I, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ )
$\text{CO}_3^{2-}$ (Carbonate)	(Gruppe I)
$\text{PO}_4^{3-}$ (Phosphate)	(Gruppe I)
$\text{S}^{2-}$ (Sulfide)	(Gruppe I, II)

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

a) ☒  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{FeCl}_2$

d) ☐  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KNO}_3$

b) ☐  $\text{KCl}$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

e) ☐  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

c) ☐  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HCl}$

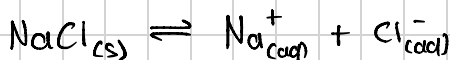
f) ☒  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

a)	$\text{Na}^+$	$\text{S}^{2-}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Cl}^-$	$\Rightarrow$	$\text{FeS}$ fällt aus
b)	$\text{K}^+$	$\text{Cl}^-$	$\text{Al}^{3+}$	$\text{NO}_3^-$	$\Rightarrow$	alles geht löslich
c)	$\text{Na}^+$	$\text{OH}^-$	$\text{H}^+$	$\text{Cl}^-$	$\Rightarrow$	Neutralisationsreaktion
d)	$\text{Na}^+$	$\text{OH}^-$	$\text{K}^+$	$\text{NO}_3^-$	$\Rightarrow$	Nur Kationen aus Gruppe I $\hookrightarrow$ nichts fällt aus
e)	$\text{Ni}^{2+}$	$\text{NO}_3^-$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{NO}_3^-$	$\Rightarrow$	$\text{NO}_3^-$ "immer" löslich
f)	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Cl}^-$	$\text{Na}^+$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\Rightarrow$	$\text{BaCO}_3$ fällt aus

Wie beschreibt man die Fällungsreaktion eines Salzes in Zahlen?

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

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



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

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

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

↑ auch Löslichkeitsprodukt genannt.

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

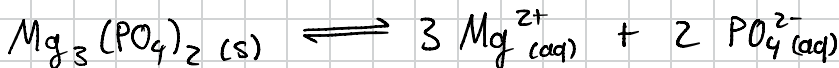
Falls in einem Salz ein Ion mehr als einmal vorkommt so muss das auch im Löslichkeitsprodukt beachtet werden.

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

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

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

generell ist die Aktivität von Reinstoffen 1

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

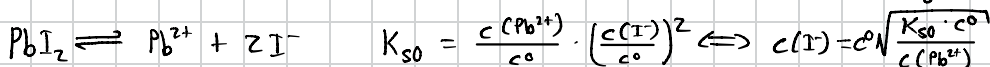
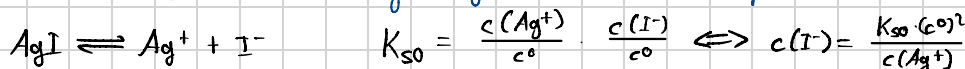
5. Eine Lösung enthält  $2 \cdot 10^{-4} \text{ M Ag}^+$  und  $1.5 \cdot 10^{-3} \text{ M Pb}^{2+}$ . Bildet sich bei Zugabe von NaI-Lösung zuerst AgI oder  $\text{PbI}_2$ ? Begründen Sie Ihre Antwort mit einer Berechnung.

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.

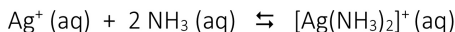
$$\boxed{\text{AgI}} \quad c(\text{I}^-) = \frac{K_{\text{so}} \cdot c^\circ}{c(\text{Ag}^+)} = \frac{8.3 \cdot 10^{-17} \cdot (1 \frac{\text{mol}}{\text{L}})}{2 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 4.2 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

✓ Fehler in der Musterlösung

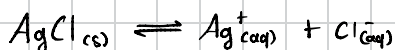
$$\boxed{\text{PbI}_2} \quad c(\text{I}^-) = c^\circ \sqrt{\frac{K_{\text{so}} \cdot c^\circ}{c(\text{Pb}^{2+})}} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \sqrt{\frac{7.9 \cdot 10^{-9} \cdot 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1.5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}} = 2.3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

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

9.  $\text{AgNO}_3$  wird zu einer 0.010-molaren 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 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



$$K_{\text{so}} = \left( \frac{c(\text{Ag}^+(\text{aq}))}{c^\circ} \right) \cdot \left( \frac{c(\text{Cl}^-(\text{aq}))}{c^\circ} \right)$$

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



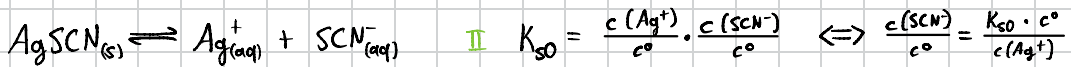
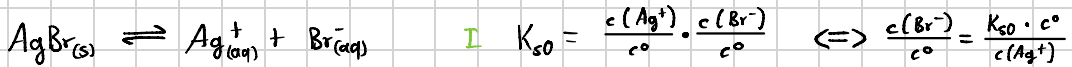
8. Silberbromid und Silberrhodanid (Rhodanidanion:  $\text{SCN}^-$  (aq)) sind zwei schwerlösliche Salze mit ähnlichen Löslichkeitskonstanten. Berechnen Sie die Konzentration aller Spezies im Gleichgewicht, nachdem die festen Salze gemeinsam aufgeschlämmt wurden.

Tabellenwerte:

$$K_{s0}(\text{AgBr}) = 5.0 \cdot 10^{-13}$$

$$K_{s0}(\text{AgSCN}) = 1.0 \cdot 10^{-12}$$

Wieder zuerst Reaktionsgleichung und Löslichkeitsprodukte aufstellen:



Aufschlämmung 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 ein lineares Gleichungssystem mit drei Gleichungen und drei Unbekannten.

$$\text{I, II in III:} \quad \frac{c(\text{Ag}^+)}{c^\circ} = \frac{K_{s0}(\text{AgBr}) \cdot c^\circ}{c(\text{Ag}^+)} + \frac{K_{s0}(\text{AgSCN}) \cdot c^\circ}{c(\text{Ag}^+)} \quad | \cdot c(\text{Ag}^+)$$

$$\frac{(c(\text{Ag}^+))^2}{c^\circ} = K_{s0}(\text{AgBr}) \cdot c^\circ + K_{s0}(\text{AgSCN}) \cdot c^\circ$$

$$c(\text{Ag}^+) = \sqrt{K_{s0}(\text{AgBr}) + K_{s0}(\text{AgSCN})} \cdot c^\circ$$

$$= 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \sqrt{5.0 \cdot 10^{-13} + 1.0 \cdot 10^{-12}}$$

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

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

$$\text{I} \quad \frac{c(\text{Br}^-)}{c^\circ} = \frac{K_{s0}(\text{AgBr}) \cdot c^\circ}{c(\text{Ag}^+)} \Rightarrow c(\text{Br}^-) = \frac{K_{s0}(\text{AgBr}) \cdot (c^\circ)^2}{c(\text{Ag}^+)} = \frac{5.0 \cdot 10^{-13} \cdot (1 \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{1.2 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = \underline{\underline{4.2 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}$$

$$\text{II} \quad \frac{c(\text{SCN}^-)}{c^\circ} = \frac{K_{s0}(\text{AgSCN}) \cdot c^\circ}{c(\text{Ag}^+)} \Rightarrow c(\text{SCN}^-) = \frac{K_{s0}(\text{AgSCN}) \cdot (c^\circ)^2}{c(\text{Ag}^+)} = \frac{1.0 \cdot 10^{-12} \cdot (1 \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{1.2 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = \underline{\underline{8.3 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}$$

4. Eine Lösung mit dem pH = 0.5 enthält 0.15 M  $\text{Ni}^{2+}$ , 0.10 M  $\text{Co}^{2+}$  und 0.5 M  $\text{Cd}^{2+}$ . Die Lösung wird mit  $\text{H}_2\text{S}$  gesättigt (0.1 M). Fällt aus dieser Lösung  $\text{NiS}$ ,  $\text{CoS}$  oder  $\text{CdS}$  aus?

Tabellenwerte:

$$K_{s0}(\text{NiS}) = 3 \cdot 10^{-21}$$

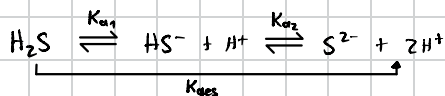
$$pK_{a1}(\text{H}_2\text{S}) = 7$$

$$K_{s0}(\text{CoS}) = 5 \cdot 10^{-22}$$

$$pK_{a2}(\text{H}_2\text{S}) = 14$$

$$K_{s0}(\text{CdS}) = 1 \cdot 10^{-28}$$

Zunächst muss die Konzentration des Anions  $\text{S}^{2-}$  ermittelt werden, da  $\text{H}_2\text{S}$  zu einer Lösung mit gegebenem pH-Wert gegeben wird.



$$K_{\text{ges}} = K_{a1} \cdot K_{a2}$$

Warum ist dies so?

$$K_{\text{ges}} = \frac{\frac{c(\text{S}^{2-})}{c^0} \left( \frac{c(\text{H}^+)}{c^0} \right)^2}{\frac{c(\text{H}_2\text{S})}{c^0}} \cdot \underbrace{\frac{\frac{c(\text{HS}^-)}{c^0}}{\frac{c(\text{HS}^-)}{c^0}}}_{=1} = \frac{\frac{c(\text{S}^{2-})}{c^0} \cdot \frac{c(\text{H}^+)}{c^0}}{\underbrace{\frac{c(\text{HS}^-)}{c^0}}_{K_{a2}}} \cdot \frac{\frac{c(\text{HS}^-)}{c^0} \cdot \frac{c(\text{H}^+)}{c^0}}{\underbrace{\frac{c(\text{H}_2\text{S})}{c^0}}_{K_{a1}}}$$

$$\Rightarrow K_{a1} \cdot K_{a2} = 10^{-pK_{a1}} \cdot 10^{-pK_{a2}} = 10^{-7} \cdot 10^{-14} = 10^{-21} = K_{\text{ges}}$$

$$K_{\text{ges}} = \frac{\overset{\text{ges.}}{c(\text{S}^{2-})}}{c^0} \cdot \frac{\overset{10^{-\text{pH}}}{c(\text{H}^+)}^2}{\underset{\text{geg.}}{c(\text{H}_2\text{S})}} \Rightarrow \frac{c(\text{S}^{2-})}{c^0} = \frac{K_{\text{ges}} \cdot \frac{c(\text{H}_2\text{S})}{c^0}}{(10^{-\text{pH}})^2} = \frac{10^{-21} \cdot \frac{0.1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}{(10^{-0.5})^2} = 10^{-21}$$

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

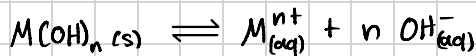
$$\boxed{\text{Ni}^{2+}} \quad \text{NiS} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-} \quad \frac{c(\text{Ni}^{2+})}{c^0} \cdot \frac{c(\text{S}^{2-})}{c^0} = 1.5 \cdot 10^{-1} \cdot 10^{-21} = 1.5 \cdot 10^{-22} < K_{s0}(\text{NiS}) \quad \text{fällt nicht aus}$$

$$\boxed{\text{Co}^{2+}} \quad \text{CoS} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + \text{S}^{2-} \quad \frac{c(\text{Co}^{2+})}{c^0} \cdot \frac{c(\text{S}^{2-})}{c^0} = 1.0 \cdot 10^{-1} \cdot 10^{-21} = 1.0 \cdot 10^{-22} < K_{s0}(\text{CoS}) \quad \text{fällt nicht aus}$$

$$\boxed{\text{Cd}^{2+}} \quad \text{CdS} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + \text{S}^{2-} \quad \frac{c(\text{Cd}^{2+})}{c^0} \cdot \frac{c(\text{S}^{2-})}{c^0} = 5.0 \cdot 10^{-1} \cdot 10^{-21} = 5.0 \cdot 10^{-22} > K_{s0}(\text{CdS}) \quad \text{fällt aus!}$$

## Hydroxide

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

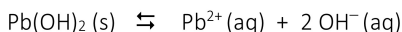


$$*K_{so} = K_{so} \cdot (K_w)^n$$

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

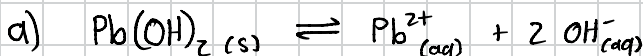
$\lg(*K_{so}) \leftarrow$  Hydrolyse-Konstante

6. Der Farbersteller „Schneeweiss“ in Gais (AR) hat historisch bedingt sein Abwasser immer in den Rotbach geleitet. Jetzt hat das Bau- und Umweltschutzdepartement 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:

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

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

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

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

Fehler in der Musterlösung

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

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

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

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

$$c(\text{OH}^-_{\text{aq}}) = c^0 \sqrt{\frac{K_{\text{so}} \cdot c^0}{c(\text{Pb}^{2+}_{\text{aq}})}} \quad | \quad K_{\text{so}} = {}^*K_{\text{so}} \cdot K_{\text{w}}^2 = 1.42 \cdot 10^{-20}$$

$$c(\text{OH}^-_{\text{aq}}) = c^0 \sqrt{\frac{{}^*K_{\text{so}} \cdot K_{\text{w}}^2 \cdot c^0}{c(\text{Pb}^{2+}_{\text{aq}})}} \quad | \quad c(\text{Pb}^{2+}_{\text{aq}}) \text{ soll } 1.0 \cdot 10^{-8} \text{ M} = 1.0 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(\text{OH}^-_{\text{aq}}) = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \sqrt{\frac{1.42 \cdot 10^{-8} \cdot (10^{-14})^2 \cdot 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1.0 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}$$

$$= 1.19 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \underline{\underline{1.19 \cdot 10^{-6} \text{ M}}}$$

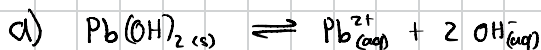
Die Konzentration der Hydroxidionen kann über den pH-Wert ausgedrückt werden:

$$\text{pOH} = -\lg\left(\frac{c(\text{OH}^-_{\text{aq}})}{c^0}\right) = -\lg\left(\frac{1.19 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}\right) = 5.9$$

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

10. Zeichnen 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  $\lg(c(\text{Pb}^{2+}_{\text{aq}})/c^0)$ ?
- Wie gross ist die Gleichgewichtskonzentration von  $\text{Pb}^{2+}_{\text{aq}}$  in neutraler Lösung?



Es gilt allgemein für die Hydrolysekonstante:

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

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

- b) Allgemein gilt für die pH-Abhängigkeit der Metallkationenkonzentration bei Hydrolysefällungsreaktionen:

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

Wie eine lineare Funktion  $\Rightarrow$  Steigung:  $m = -2$

- c) Solche Hydrolysereaktionen kann man fast immer grafisch lösen. (obwohl man hier auch ehrlich gesagt einfach  $\text{pH} = 7$  einsetzen könnte.)

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

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

2 Punkte berechnen für die Gerade:

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

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

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

