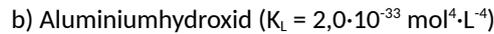
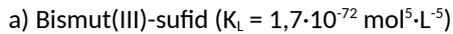


In der online-Version dieses Arbeitsblattes gibt es u.U. noch Bonusaufgaben. Immer auch Nummerierung und genaue Aufgabenstellung prüfen. Manchmal gibt es kleine Abweichungen zwischen der im Unterricht ausgeteilten Version und dem Dokument im Internet!

1. Berechnen Sie die maximale Löslichkeit (in mol/L) folgender Salze in Wasser:



2. Wikipedia gibt die maximale Löslichkeit von Blei(II)-chlorid mit  $\beta(\text{PbCl}_2) = 4,42 \text{ g/L}$  an. Wie hoch ist demnach das Löslichkeitsprodukt? Vgl. mit dem Wert in Ihrem Tabellenbuch.

3. Ist mit der Ausfällung eines Niederschlags zu rechnen, wenn zu 500 mL einer  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ -Lösung,  $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,005 \text{ mol/L}$ , 250 mL einer  $\text{CaCl}_2$ -Lsg mit  $c(\text{CaCl}_2) = 0,001 \text{ mol/L}$  gegeben werden?  $K_L(\text{CaSO}_4) = 6,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ ?

4. Zu 100 mL einer 0,1-molaren Calciumchloridlösung wird....

a) ....1 g Silberchlorid....    b) ....0,5 g Silberchlorid... und    c) ....0,1 g Silberchlorid....

gegeben. Wie hoch ist jeweils die Silberkonzentration  $c(\text{Ag}^+)$  in der gesättigten Lösung?  $K_L(\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$

5. 10 mL einer gerade gesättigten  $\text{PbCl}_2$ -Lösung (ohne Bodensatz) werden mit 10 mL einer Kaliumiodidlösung mit  $c = 2 \text{ mol/L}$  versetzt. Hinweis:  $K_L(\text{PbCl}_2) = 2,12 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^3/\text{L}^3$ ,  $K_L(\text{PbI}_2) = 8,5 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^3/\text{L}^3$

a) Zeigen Sie rechnerisch, dass es sofort zur Ausfällung von  $\text{PbI}_2$  kommen muss.

b) Wie viel  $\text{Pb}^{2+}$  verbleibt in der Lösung, wenn man annimmt, dass die Iodidkonzentration konstant  $c = 1 \text{ mol/L}$  beträgt? Warum ist diese Annahme gerechtfertigt?

6. a) In welchem Volumen gesättigter Calciumhydroxid-Lösung, finden sich ungefähr 100 mg gelöstes Calciumhydroxid?

Hinweis:  $\text{p}K_L(\text{Calciumhydroxid}) = 4,155$

b) Mit welchem Volumen Wasser müssen 100 mL der gesättigten Lösung aus a) verdünnt werden, damit der pH-Wert  $\text{pH} = 8,5$  beträgt?

7. Ein Bleisulfat-Niederschlag wird einmal mit 100 mL Wasser gewaschen und einmal mit 100 mL 0,1-molarer Schwefelsäure.

Hinweis:  $K_L(\text{PbSO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^2/\text{L}^2$

a) Welche Masse an Bleisulfat geht in beiden Fällen jeweils verloren? Hinweis:  $c(\text{SO}_4^{2-})$  kann als konstant angenommen werden. Weitere Annahme: Die Waschflüssigkeit wird erst nach GG-Einstellung entfernt.

b) Wie kann man die Ergebnisse mit dem Prinzip des kleinsten Zwangs deuten?

8. Eine Manganchlorid-Lösung besitzt  $c(\text{MnCl}_2) = 0,005 \text{ mol/L}$ . Ab welchem pH-Wert kommt es in einer solchen Lösung pH-Wert zur Bildung eines Niederschlages?

9. a) Fassen Sie mithilfe der Löslichkeitsprodukt-Tabelle und des PSEs tendenziell zusammen, welche Metallhydroxide wasserlöslich und welche Metallhydroxide wasserunlöslich sind.

b) In welchen Lösungsmitteln lassen sich schwerlösliche Metallhydroxide lösen? Begründen Sie mithilfe von Reaktionsgleichungen anhand von Beispielen Ihrer Wahl.

10. Welches Volumen an Wasser darf maximal benutzt werden, damit von einem Calciumsulfat-Nd. maximal 150 mg in Lösung gehen.  $K_L(\text{CaSO}_4) = 6,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ ?

11. Die maximale Löslichkeit von  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4 \text{ H}_2\text{O}$  beträgt nach einem Tabellenbuch  $6,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol/kg}$  [sic] Lösung. Berechnen Sie die Löslichkeit der kristallwasserhaltigen Verbindung in g/100 g  $\text{H}_2\text{O}$  und das ungefähre Löslichkeitsprodukt von  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ . Vergleichen Sie mit Einträgen in Ihrem Tabellenbuch.

12. Was ist mit einer „übersättigten Lösung“ gemeint. Nennen Sie 2 Möglichkeiten die Kristallisation in einer solchen Lösung zu initiieren. (in Anlehnung an Prüfungsfrage aus der Abschlussprüfung Teil 1, Jahr 2011).

13. Eine Lösung enthält  $0,2 \text{ mol/L Cl}^-$  und  $0,1 \text{ mol/L CrO}_4^{2-}$ . Zu der Lösung wird langsam eine  $\text{AgNO}_3$ -Lösung getropft und gemischt. Welche Verbindung fällt zuerst aus? Hinweis:  $\text{p}K_L(\text{AgCl}) = 9,8$ ;  $\text{p}K_L(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 11,4$

Es existiert für die C2CL auch ein Arbeitsblatt zu Fällungstitrationsen – einer Anwendung von Löslichkeitsprodukten.

## Tipps zum Lösen

Bevor Sie die Musterlösung anschauen, sollten Sie erst mal versuchen die Aufgabe alleine zu lösen. Wenn Sie es alleine nicht schaffen, dann werfen Sie zuerst einen Blick auf die Tipps auf dieser Seite. Erst wenn das auch nichts nützt, sollten Sie die Musterlösung konsultieren. Beachten Sie: In der Klassenarbeit gibt es keinen Tipgeber! Deshalb nur dann die Tipps nutzen, wenn Sie wirklich lange erfolglos versucht haben die Aufgabe zu lösen.

**Zu 2:** Denken Sie an die Definition des  $K_L$ -Wertes und schreiben Sie die Formel für dieses konkrete Beispiel auf.

Vergessen Sie auch nicht etwaige Hochzahlen! Berechnen Sie die erforderlichen Größen

(Stoffmengenkonzentrationen der gesättigten Lösung) anhand der Angabe 4,42 g/L und molarer/n Masse(n).

**Zu 3:** Berechnen Sie das rechnerische Löslichkeitsprodukt.

- Ist es größer als der tabellierte  $K_L$ -Wert? Was heißt das für eine solche Lösung?
- Ist es gerade gleich groß wie der tabellierte  $K_L$ -Wert?  $\Rightarrow$  Herzlichen Glückwunsch! Die Lösung wäre gerade gesättigt!
- Ist es kleiner als der tabellierte  $K_L$ -Wert? Was heißt das für eine solche Lösung?

**Zu 4:** Das ist eine einfache Rechnung mit dem Löslichkeitsprodukt. Die Chloridkonzentration kann in allen drei Fällen mit 0,2 mol/L (da  $\text{CaCl}_2$ ) angenommen werden. Zwar löst sich eine winzige Stoffmenge des hinzugegeben  $\text{AgCl}$ , es ist aber eine schwerlösliche Verbindung. So ist die gelöste Stoffmenge so gering, dass sich die  $\text{Cl}^-$ -Konzentration von 0,2 mol/L durch die hinzukommenden  $\text{Cl}^-$ -Ionen nur unwesentlich ändert. (z.B. Erhöhung auf 0,200004 mol/L.)

Da man die  $\text{Cl}^-$ -Konzentration als konstant und unabhängig von der zugegebenen  $\text{AgCl}$ -Masse annehmen kann, ist auch die  $\text{Ag}^+$ -Konzentration als konstant anzusehen.

**Zu 5a)** Vgl. Tipp zu Aufgabe 3

**Zu 5b)** vgl. Tipp zu Aufgabe 4

**Zu 6)** Das ist eine einfache Rechnung mit dem Löslichkeitsprodukt. Rechnen Sie zuerst die Stoffmengenkonzentration von  $\text{Ca(OH)}_2$  in einer gesättigten Lösung aus (mithilfe des angegebenen  $\text{p}K_L$ -Wertes, der natürlich zuerst in einen  $K_L$ -Wert umgerechnet werden muss). Dann müssten Sie mit  $c = n/V$  und  $m = n \cdot M$  o.ä. berechnet bekommen, in welchem Volumen einer solchen Lösung 100 mg  $\text{Ca(OH)}_2$  enthalten sind.

**Zu 7)**  $\text{PbSO}_4$  kann sich in der Waschflüssigkeit bis maximal zur Sättigungsstoffmengenkonzentration anreichern. Wie hoch die ist, können Sie mit dem  $K_L$ -Wert berechnen (siehe z.B. Aufgabe Nr. 1). Wie viel  $\text{PbSO}_4$  in 100 mL einer solchen Lösung enthalten ist, können Sie anschließend mit  $c = n/V$  und  $m = n \cdot M$  o.ä. berechnen.

Bei der Schwefelsäure, können Sie analog rechnen. Nur gehen Sie hier von einer konstanten  $\text{SO}_4^{2-}$ -Konzentration aus. Wie z.B. bei Aufgabe Nr. 4

**Zu 8)** Zuerst müssen Sie überlegen, welche Verbindung ausfallen könnte. Es ist nicht  $\text{MnCl}_2$ , das ist nämlich relativ leicht löslich. Trotzdem fallen aus den aller meisten Lösungen mit Metallionen, ab einem bestimmten pH-Wert Niederschläge aus.

Sie müssen berechnen, wie hoch die Gegenionenkonzentration (Gegenion zu  $\text{Mn}^{2+}$ ) sein muss, bis der  $K_L$ -Wert gerade erreicht ist. Mit den pH, pOH-Definitionen kommen Sie dann weiter auf den pH-Wert.

**Zu 9a)** Das haben wir im Unterricht häufig besprochen und mit „Merke“-Sätze notiert.

9b) Man kann die Hydroxide „*chemisch*“ lösen (d.h. es kommt zu einer chemischen Reaktion mit Inhaltsstoffen des Lösungsmittels ⇒ Tipp: Protolyse.)

Wenn Sie an die Inhalte des ersten Lehrjahres denken, kann man sogar auch ein genau gegenteiliges Lösungsmittel einsetzen. So löst sich z.B.  $\text{Al}(\text{OH})_3$  auch durch konzentrierte Natronlauge. Warum? An das erste Lehrjahr denken!

**Zu 10)** Siehe z.B. Aufgabe Nr. 6

**Zu 11)** [sic]: siehe <https://de.wikipedia.org/wiki/Sic>

$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$  ist eine schwerlöslich Verbindung. Da lösen sich höchstens ein paar Milligramm pro Liter Wasser. Sie können also davon ausgehen, dass es praktisch nicht zu Volumeneffekten kommt. 1 Liter Wasser = 1 Liter Lösung = 1 kg Lösung oder mit anderen Worten:  $\rho(\text{Lösung}) = \rho(\text{Wasser}) = 1 \text{ kg/L}$ . Berechnen Sie den  $K_L$ -Wert mithilfe der Sättigungskonzentrationen (vgl. z.B. Aufgabe 2). Um die lösbare Masse in 100 g  $\text{H}_2\text{O}$  zu berechnen, müssen Sie das Kristallwasser berücksichtigen.

**Zu12)** Was mit einer übersättigten Lösung gemeint ist, können Sie auch beim Tipp zu Aufgabe Nr. 3 entnehmen.

Eine solche Lösung ist instabil/metastabil: Wie eine Lawine durch kleine Ereignisse ausgelöst wird, kann auch die Ausfällung mit minimalen Veränderungen initiiert werden und läuft dann eigenständig ab, bis die Lösung nicht mehr übersättigt ist, d.h. bis der rechnerische  $K_L$ -Wert gerade dem tabellarischen  $K_L$ -Wert entspricht. Solche Veränderungen können sein:

- Eintrag von mechanischer Energie in die Lösung (z.B. Reiben eines Glasstabs an der Wand)
- Eintrag von Staubkörnern .ä. an deren Oberfläche weitere Feststoffe (hier: Kristalle) sich abscheiden können: **Kristallisationskeime.**
- Weiteres Eindampfen der Lösung. Je höher die Übersättigung, desto wahrscheinlicher ist der Beginn der Fällung.

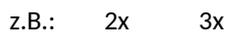
**Zu 13)** Es gilt der Grundsatz, dass die schwerer lösliche der beiden Verbindungen zuerst ausfällt. Nur wenn die Ionenzahlenverhältnisse identisch sind, z.B. beides  $\text{A}_2\text{B}$ -Salze, kann man direkt die  $K_L$ -Werte vergleichen und diejenige Verbindung mit dem kleineren  $K_L$ -Wert als schwerlöslichere identifizieren. Dies ist hier allerdings nicht der Fall.  $\text{AgCl}$  ist ein  $\text{AB}$ -Salz,  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  ist ein  $\text{A}_2\text{B}$ -Salz.

Man muss sich also wirklich die Mühe machen und berechnen wie groß die Sättigungskonzentration an  $\text{Ag}^+$  in einer 0,2-molaren  $\text{Cl}^-$ -Lösung ist. Weiterhin muss man die Sättigungskonzentration von  $\text{Ag}^+$  in einer 0,1-molaren Chromat-Lösung berechnen. Diejenige Verbindung, bei der dieses  $c(\text{Ag}^+)$  kleiner ist, fällt als erstes aus.

## Lösungen - ohne Gewähr

- \* Die Antworten auf die Fragen gehen aus didaktischen Gründen häufig über die verlangte Antwort etwas hinaus. Manche sind dagegen auch nur stichwortartig beantwortet.
- \* Machen Sie mich bitte formlos per E-Mail auf Fehler aufmerksam.
- \* Die Nummerierung und die Aufgabentexte mit dem im Unterricht ausgeteilten Arbeitsblättern abgleichen: Manchmal gibt es Abweichungen! Häufig gibt es auch Bonusaufgaben am Ende des Dokuments! Evtl. kommen Abweichungen auch aufgrund unterschiedlicher Tabellenwerte zustande.

Nr. 1a

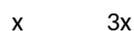


$$\begin{aligned} 1,6 \cdot 10^{-72} &= (2x)^2 \cdot (3x)^3 \Rightarrow \\ 1,6 \cdot 10^{-72} &= 4x^2 \cdot 27x^3 \Rightarrow \\ 1,6 \cdot 10^{-72} &= 108 \cdot x^5 \Rightarrow x \approx 1,7145 \cdot 10^{-15} \end{aligned}$$

$$c(\text{Bi}^{3+}) = 2x = 2 \cdot 1,7145 \cdot 10^{-15} \text{ mol/L} \approx 3,429 \cdot 10^{-15} \text{ mol/L}; \quad c(\text{S}^{2-}) = 3x \approx 5,144 \cdot 10^{-15} \text{ mol/L}$$

$$c(\text{Bi}_2\text{S}_3) = x \approx 1,7 \cdot 10^{-15} \text{ mol/L}$$

Nr. 1b



$$\begin{aligned} 2,0 \cdot 10^{-33} &= x \cdot (3x)^3 \Rightarrow \\ 2,0 \cdot 10^{-33} &= 27x^4 \Rightarrow x \approx \sqrt[4]{\frac{2,0 \cdot 10^{-33}}{27}} \Rightarrow x \approx 2,9337 \cdot 10^{-9} \end{aligned}$$

$$c(\text{Al}^{3+}) = c(\text{Al(OH)}_3) = x \approx 2,9337 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L} \quad c(\text{OH}^-) \approx 8,8011 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

Nr. 2

$$c(\text{PbCl}_2) = c(\text{Pb}^{2+}) = \frac{4,42 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{278,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,015894 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(\text{Cl}^-) \approx 2 \cdot 0,015894 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx 0,031787 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$K_L = c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c^2(\text{Cl}^-) \approx 0,015894 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot (0,031787 \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2 \approx 1,606 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3}$$

Der  $K_L$ -Wert aus Ihrem Tabellenbuch weicht mit  $2,12 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$  leicht ab, das ist gerade bei Löslichkeitsprodukten jedoch der Regelfall: Je nach Quelle variiert der Wert relativ stark. Die englische Wikipedia, gibt den Wert mit  $1,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^3/\text{L}^3$  an, im Zweifelsfall ist dieser Wert vertrauenswürdiger.

Nr. 3



Zu einer Ausfällung kommt es, wenn das Ionenprodukt  $c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-})$  größer ist als der angegebene  $K_L$ -Wert.

Wegen der Volumenzunahme gelten nach dem Mischen folgende Konzentrationen und folgendes Ionenprodukt:

$$c(\text{SO}_4^{2-}) = 3,333 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \text{ und } c(\text{Ca}^{2+}) = 3,333 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.} \Rightarrow c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-}) = 1,111 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

Das Ionenprodukt ist also kleiner als der tabellierte  $K_L$ -Wert, d.h. es fällt kein  $\text{CaSO}_4$  aus, .

Nr. 4



im GG (in mol/L)

$$x \quad 0,2 + x$$

Im Vergleich zu den 0,2 mol/L, die an  $\text{Cl}^-$  schon vorliegen, ist das hinzukommende  $x$  (durch das Lösen von AgCl) sehr klein. Man kann also in sehr guter Näherung davon ausgehen, dass auch im Gleichgewichtszustand  $c(\text{Cl}^-) = 0,2 \text{ mol/L}$  beträgt!

$$K_L = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-) \Rightarrow 1,61 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = c(\text{Ag}^+) \cdot 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow c(\text{Ag}^+) \approx 8 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Es ist völlig unerheblich, ob man 1 g, 0,5g, 0,1 g, 1 Löffel oder nur eine Spatelspitze AgCl zur Lösung gibt. In jedem Fall geht nur eine extrem geringe Stoffmenge in Lösung, der Rest fällt einfach als Bodensatz auf den Gefäßboden. In allen diesen Lösungen ist  $c(\text{Ag}^+) \approx 8 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$ .

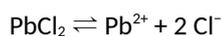
Wie groß  $c(\text{Ag}^+)$  im GG ist, hängt nur von der vorgelegten Gegenionenkonzentration  $c(\text{Cl}^-)$  ab. Hier beträgt sie 0,2 mol/L. Je größer die vorgelegte  $c(\text{Cl}^-)$ , desto weniger  $\text{Ag}^+$  befindet sich in der Lösung.

Nr. 5

Beschreibung des Lösungswegs:

1. Zuerst müssen wir berechnen, wie groß die  $\text{Pb}^{2+}$ -Konzentration in der gesättigten  $\text{PbCl}_2$ -Lösung ist:
2. Jetzt berücksichtigen wir, dass sich die Volumina verdoppeln, durch die Zugabe von 10 mL Kaliumiodidlösung. Also halbiert sich  $c(\text{Pb}^{2+})$  und  $c(\text{I}^-)$
3. Dann schauen wir, ob mit dem bei 2. berechneten Konzentrationen, das Löslichkeitsprodukt ( $c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c^2(\text{I}^-)$ ) größer als der tabellierte  $K_L$ -Wert von  $\text{PbI}_2$  ist. Wenn das nämlich so ist, wissen wir dass eine solche Lösung übersättigt ist und  $\text{PbI}_2$  ausfällt.

Zu 1.  $K_L(\text{PbCl}_2) = 2,12 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$



im GG [mol/]:  $x \quad 2x$

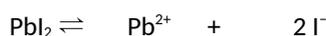
$$K_L = c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c^2(\text{Cl}^-) = x \cdot (2x)^2 = 4x^3 = 2,12 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \Rightarrow x \approx 0,0174 \text{ mol/L} = c(\text{Pb}^{2+}) \text{ im GG}$$

Zu 2. Nach Verdoppelung des Volumens vorliegende Konzentrationen:  $c(\text{Pb}^{2+}) \approx 0,0087 \text{ mol/L}$ ,  $c(\text{I}^-) = 1 \text{ mol/L}$

Zu 3.  $c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c^2(\text{I}^-) \approx 0,0087 \text{ mol/L} \cdot (1 \text{ mol/L})^2 \approx 0,0087 \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$ .

Der errechnete Wert ist größer als das tabellierte Löslichkeitsprodukt  $K_L(\text{PbI}_2)$  ( $= 8,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$ ). Es fällt so lange  $\text{PbI}_2$  aus, bis der tabellierte Wert gerade erreicht ist.

b) Die Annahme ist legitim, da ein großer Überschuss an  $\text{I}^-$  vorliegt. Bei der Fällung von  $\text{PbI}_2$  ist die prozentuale Änderung der Iodidkonzentration viel geringer als die Änderung der Bleikonzentration.



im GG [mol/L]  $0,0087 - x \quad 1$

$$8,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3} = (0,0087 - x) \cdot (1 \text{ mol/L})^2 \Rightarrow x \approx 0,0086999 \text{ mol/L}$$

Die  $\text{Pb}^{2+}$ -Konzentration nimmt fast auf Null ab, die Iodidkonzentration bleibt näherungsweise konstant.

$c(\text{Pb}^{2+})$  nach  $\text{PbI}_2$ -Fällung:  $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,0087 - x \approx 8,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$  .

Nr. 6a)

$$K_L = 10^{-\text{p}K_L} = 10^{-4,155} \approx 6,998 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3}$$



im GG [mol/L]  
befinden,

x      2x

Kommentar: Wenn sich x mol/L  $\text{Ca}^{2+}$  in der Lösung

doppelte

dann ist wegen des Koeffizientenverhältnisses die

Konzentration, also 2x  $\text{OH}^-$  in der Lsg.

Löslichkeitsprodukt:  $K_L = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c^2(\text{OH}^-) \Rightarrow 6,998 \cdot 10^{-5} (\text{mol/L})^3 = x \cdot (2x)^2 = 4x^3 \Rightarrow x \approx 0,02596 \text{ mol/L}$

In der gesättigten Lösung befinden sich  $x = c(\text{Ca}^{2+}) = c(\text{Ca(OH)}_2) = 0,02596 \text{ mol/L}$

$\beta(\text{Ca(OH)}_2) = c(\text{Ca(OH)}_2) \cdot M(\text{Ca(OH)}_2) \approx 0,02596 \text{ mol/L} \cdot 74,10 \text{ g/mol} \approx 1,924 \text{ g/L}$

Wenn pro Liter ca. 1,924 g  $\text{Ca(OH)}_2$  gelöst sind, dann sind 0,1 Gramm  $\text{Ca(OH)}_2$  in ca. 52 mL der Lösung enthalten.

b) Die Konzentration an Hydroxidionen ist doppelt so hoch, wie die der  $\text{Ca}^{2+}$  Ionen (wegen Koeffizientenverhältnis):

$$c(\text{OH}^-) = 2 \cdot 0,02596 \text{ mol/L} = 0,05192 \text{ mol/L}$$

Die Lösung soll nun so verdünnt werden, dass der pH = 8,5, d.h. pOH = 5,5 bzw.

$$c(\text{OH}^-) = 10^{-\text{pOH}} \approx 3,1623 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \text{ beträgt.}$$

Es handelt sich also um eine Verdünnungsaufgabe. Man wird wohl ziemlich viel Wasser dazugeben müssen, weil die Konzentration nach dem Verdünnen sehr viel kleiner ist!

Man kann das Volumen mit der Verdünnungsformel (Mischungsgleichung für das Verdünnen mit Wasser) lösen. *siehe Unterlagen des 1. Lehrjahres und/oder Formelblatt aus dem 1. Lehrjahr.*

Antwort: Man muss rechnerisch mit ca. 1640 Liter Wasser verdünnen, also mit ca. 1,64 m<sup>3</sup>.

Nr. 7

### Wasser als Waschflüssigkeit

**Leitfrage:** Wie hoch ist die  $\text{PbSO}_4$ -Konz. und die  $\text{PbSO}_4$ -Masse in 100 mL gesättigter Bleisulfatlösung.



im GG [mol/L]:                      x              x

$$K_L = 1,5 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} = x \cdot x \Rightarrow x = 1,2247 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$x = c(\text{Pb}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-}) = c(\text{PbSO}_4) = 1,2247 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

In 100 mL:  $n(\text{PbSO}_4) = 1,2247 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \Rightarrow m(\text{PbSO}_4) = n(\text{PbSO}_4) \cdot 303,3 \text{ g/mol} \approx 0,00371 \text{ g} \approx 3,71 \text{ mg}$

### Lösungsmöglichkeit 1: $\text{H}_2\text{SO}_4$ als Waschflüssigkeit

**Leitfrage:** Wie viel  $\text{Pb}^{2+}$  fällt aus, wenn man die Sulfatkonzentration auf 0,1 mol/L erhöht?



in Wasser [mol/L]    1,2247 · 10<sup>-4</sup>    +    1,2247 · 10<sup>-4</sup>

nach  $\text{SO}_4$ -Zugabe (im GG)    1,2247 · 10<sup>-4</sup> - x    0,1

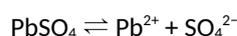
$$K_L = 1,5 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} = (1,2247 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} - x) \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow x = 1,2232 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$c(\text{Pb}^{2+}) = c(\text{PbSO}_4)$  nach  $\text{SO}_4^{2-}$ -Zugabe:  $1,2247 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} - 1,2232 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \approx 1,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$

In 100 mL:  $n(\text{PbSO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \Rightarrow m(\text{PbSO}_4) = n(\text{PbSO}_4) \cdot 303,3 \text{ g/mol} \approx 4,55 \cdot 10^{-6} \text{ g} \approx 4,55 \text{ } \mu\text{g}$

### Lösungsmöglichkeit 2

**Leitfrage:** Wie hoch ist die  $\text{PbSO}_4$ -Konz. und die  $\text{PbSO}_4$ -Masse in 100 mL  $\text{H}_2\text{SO}_4$  mit  $c(\text{SO}_4^{2-}) = 0,1 \text{ mol/L}$



im GG [mol/L]:  $x$  0,1

$$K_L = 1,5 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} = x \cdot 0,1 \Rightarrow x = 1,5 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

In 100 mL:  $n(\text{PbSO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \Rightarrow m(\text{PbSO}_4) = n(\text{PbSO}_4) \cdot 303,3 \text{ g/mol} \approx 4,55 \cdot 10^{-6} \text{ g} \approx 4,55 \text{ } \mu\text{g}$



Erhöht man die Sulfatkonzentration in der Lösung, so fällt weiteres  $\text{PbSO}_4$  aus (Prinzip des kleinsten Zwangs)

Nr. 8

Die Frage ist, wie hoch  $c(\text{OH}^-)$  gerade ist, damit der  $K_L$ -Wert gerade erreicht ist.



im GG [mol/l]: 0,005  $x$

**Kommentar:** Die Hydroxidkonzentration ist nicht bekannt und wird mit  $x$  angenommen. Es macht keinen Sinn, für diese unbekannte Konzentration „ $2x$ “ zu formulieren. Eine solche Formulierung macht nur Sinn, wenn man reines  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  in Wasser gelöst hätte, und deshalb annehmen könnte, dass die Hydroxidkonzentration **doppelt** so groß wie die  $\text{Mn}^{2+}$ -Konzentration ist. also:  $c(\text{Mn}^{2+}) = x$  und deshalb  $c(\text{OH}^-) = 2x$ . Das ist aber bei dieser Aufgabe nicht der Fall! Es wurde nicht  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  in Wasser gelöst. Statt dessen wurde eine  $\text{MnCl}_2$ -Lösung hergestellt. Nun gibt man so lange  $\text{OH}^-$  hinzu, bis die Lösung gerade gesättigt ist. Wie groß die  $\text{OH}^-$ -Konzentration ist, ist noch nicht bekannt. Wir simulieren sie mit  $x$ .

$$K_L = c(\text{Mn}^{2+}) \cdot x^2 \Rightarrow$$

$$K_L = 4 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^3 \text{L}^{-3} = 0,005 \text{ mol/L} \cdot x^2 \Rightarrow x \approx 2,828 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} = c(\text{OH}^-)$$

$$\Rightarrow \text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^-) \approx 5,55 \Rightarrow \text{pH} \approx 8,45$$

**Kommentar:** Sie können erkennen, dass die Hydroxidkonzentration mit  $c(\text{OH}^-) = 2,828 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$  **NICHT** doppelt so groß wie ist, wie die Mangankonzentration mit  $c(\text{Mn}^{2+}) = 0,005 \text{ mol/L}$  ist. [siehe auch Kommentar oben]. Hätte man reines  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  in Wasser gelöst, wäre  $c(\text{OH}^-)$  doppelt so groß wie  $c(\text{Mn}^{2+})$ .

Nr. 9

a) **Prägen Sie sich als angehende(r) Chemielaborant(in) ein, denn andere verlassen sich darauf, das gerade Sie sich in der Stoffchemie gut auskennen: Nur Alkalimetallhydroxide sind leicht löslich, z.B. NaOH, KOH etc. Die meisten anderen Hydroxide (z.B. Erdalkalimetallhydroxide, Nebengruppenmetallhydroxide etc.) sind schwerlöslich. z.B.  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_2$**

Ergänzender Hinweis für die, die mehr wissen wollen: Manche Hydroxide neigen beim Ausfallen zur spontanen Wasserabspaltung. z.B.  $2 \text{AgOH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ . Macht man eine Silbernitratlösung alkalisch, so fällt also nicht weißes Silberhydroxid aus, sondern das daraus durch Wasserabspaltung hervorgehende braune Silberoxid. Bei anderen Metallhydroxiden erfolgt eine solche Wasserabspaltung nicht spontan, sondern erst durch Erhitzen. Prominentes Beispiel:



b) In Säuren lösen sich Metallhydroxide unter Protolyse auf! Reaktionsgleichungen bekommen Sie hoffentlich selbst hin.

Nr. 10

Die Sättigungskonzentration  $c(\text{CaSO}_4)$  beträgt

$$K_L = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-}) = x \cdot x = x^2$$

$$x = (6,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2)^{0,5} = 0,00781024967 \text{ mol/L}$$

Die Fragestellung mit etwas anderen Worten lautet: In welchem Volumen lösen sich 0,15 g  $\text{CaSO}_4$ ? Das sind 0,00110179077 mol.

$$V(\text{Lsg}) = n(\text{CaSO}_4) : c(\text{CaSO}_4) = 0,00110179077 \text{ mol} : 0,00781024967 \text{ mol/L} \approx \underline{\underline{0,14 \text{ L}}} \text{ (also in ungefähr 140 mL)}$$

Nr. 12

Eine Lösung ist übersättigt, wenn das Ionenprodukt (rechnerische Löslichkeitsprodukt) größer als der (tabellierte)  $K_L$ -Wert ist. Ein Ausfällen tritt ein, wenn ein Impfkristall in die Lösung gegeben wird oder mit einem Glasstab an den Wandungen gerieben wird oder Lösungsmittel verdunstet o.ä.

siehe auch <https://de.wikipedia.org/wiki/%C3%9Cbers%C3%A4ttigung>

- Zugabe von Impfkristallen oder sonstigen Partikeln (z.B. Staubkorn): An solchen Festkörpern (insbesondere an scharfen Kanten) ist die Abscheidung von Ionen als Salz erleichtert möglich.
- Reiben mit Glasstab an der Glaswand.
- Weiteres Aufkonzentrieren, z.B. durch Verunsten von Lösungsmittel, wodurch der Grad der Übersättigung steigt.
- Abkühlen der Lösung, wodurch die Löslichkeit der meisten Salze weiter sinkt und der Grad der Übersättigung also steigt.

Nr. 13

Es wird jeweils die  $Ag^+$ -Konzentration berechnet, ab der die Lösung an  $AgCl$  und an  $Ag_2CrO_4$  gesättigt ist.

$$K_L(AgCl) = 10^{-p_{KL}} \approx 1,6 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

$$K_L(Ag_2CrO_4) = 10^{-p_{KL}} \approx 4,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$$

$$K_L = c(Ag^+) \cdot c(Cl^-)$$

$$K_L = c^2(Ag^+) \cdot c(Cr_2O_4^{2-})$$

$$c(Ag^+) = \frac{K_L}{c(Cl^-)} \approx \frac{1,6 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}}{0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} \approx 8 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(Ag^+) = \sqrt{\frac{K_L}{c(Cr_2O_4^{2-})}} \approx \sqrt{\frac{4,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}}{0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}} \approx 6,3 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Obwohl  $Ag_2CrO_4$  das kleinere Löslichkeitsprodukt hat, fällt zuerst  $AgCl$  aus, denn schon ab  $c(Ag^+) \approx 8 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$  ist die Lösung an dieser Verbindung übersättigt. Erst bei ca. 10000 mal höheren Konzentrationen an  $Ag^+$  ist die Lösung dann an  $Ag_2CrO_4$  übersättigt. Gibt man das  $Ag^+$  langsam hinzu und mischt gut, so fällt solange kein  $Ag_2CrO_4$ , bis praktisch die letzte Stoffmenge an  $Cl^-$  ausgefällt wurde. Man kann diese beiden Ionensorten durch eine *fraktionierende Fällung* voneinander trennen.