

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!

1.1 Ist mit der Ausfällung eines Niederschlags zu rechnen, wenn zu 500 mL einer Na_2SO_4 -Lösung, $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,005 \text{ mol/L}$, 250 mL einer CaCl_2 -Lsg mit $c(\text{CaCl}_2) = 0,001 \text{ mol/L}$ gegeben werden? $K_L(\text{CaSO}_4) = 6,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2$?

1.2 10 mL einer gesättigten PbCl_2 -Lösung ($K_L(\text{PbCl}_2) = 2,12 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$) werden mit 10 mL einer Kaliumiodidlösung mit $c = 2 \text{ mol/L}$ versetzt.

- Zeigen Sie rechnerisch, dass es sofort zur Ausfällung von PbI_2 kommen muss. Löslichkeit (PbI_2) in reinem Wasser: $0,756 \text{ g/L}$
- Wie viel Pb^{2+} verbleibt in der Lösung, wenn man annimmt, dass die Iodidkonzentration konstant $c = 1 \text{ mol/L}$ beträgt? Warum ist diese Annahme gerechtfertigt?

1.3 Zu 1 L einer gesättigten AgCl -Lösung ($K_L = 1,61 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$) werden $0,1 \text{ mmol NaCl}$ gegeben. Berechnen Sie $c(\text{Ag}^+)$ nach Gleichgewichtseinstellung (wobei die Cl^- -Konzentration nicht als konstant angesehen werden soll, wie etwa bei Aufgabe 1.2b). Das Volumen wird als konstant betrachtet.

1.4 Ein Bleisulfat-Niederschlag ($1,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$) wird einmal mit 100 mL Wasser gewaschen und einmal mit 100 mL 0,1-molarer Schwefelsäure.

- Welche Masse an Bleisulfat geht in beiden Fällen jeweils verloren? Hinweis: Die SO_4^{2-} -Konz. kann als konstant angenommen werden. Weitere Annahme: Die Waschflüssigkeit wird erst nach GG-Einstellung entfernt.
- Wie kann man die Ergebnisse mit dem Prinzip des kleinsten Zwangs deuten?

1.5 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? $K_L(\text{Mn}(\text{OH})_2) = 4 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^3/\text{L}^{-3}$

1.6 Zu 0,75 L einer gesättigten Lösung an Bariumhydroxid ($\text{Ba}(\text{OH})_2$) werden $0,15 \text{ mol NaOH}$ gegeben und nach Fällungsreaktion auf 1 L Gesamtvolumen aufgefüllt. Berechnen Sie $c(\text{Ba}^{2+})$ nach der Ausfällung. Hinweis: Die OH^- -Konzentration soll nicht als konstant angenommen werden. $K_L(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,005 \text{ mol}^3/\text{L}^3$. Die kubische Gleichung soll mit Computer-Software gelöst werden.

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

1.8 Zu 250 mL einer 0,1-molaren Ca^{2+} -Lösung werden 250 mL 0,1-molare Ammoniumoxalat-Lösung, $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ gegeben (Klausuraufgabe aus dem Jahr 2014). Hinweis: $K_L(\text{Calciumoxalat}) = 1,78 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2/\text{L}^2$,

- Zeigen Sie rechnerisch, dass Calciumoxalat ausfällt. Ca-Oxalat: CaC_2O_4 oder $\text{Ca}(\text{COO})_2$.
- Welche Stoffmenge Ca^{2+} fällt nicht aus?
- Wie groß muss die Stoffmengenkonzentration in der zugegebenen 250 mL Ammoniumoxalat-Lösung sein, damit die nicht gefällte Calciummasse nur noch $m(\text{Ca}^{2+}) = 1 \text{ } \mu\text{g}$ beträgt?
- wikipedia.org gibt die Löslichkeit von Calciumoxalat in Wasser mit $\beta = 6,7 \text{ mg/L}$ an. Welchen K_L und $\text{p}K_L$ -Wert hat die Verbindung, wenn man diesen Wert als Grundlage nimmt?

1.9 Zu 1 L einer gesättigten AgCl -Lösung werden $0,1 \text{ mol NaCl}$. Berechnen Sie $c(\text{Ag}^+)$ nach Gleichgewichtseinstellung. $K_L(\text{AgCl}) = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$

1.10 Zu 1 L einer gesättigten $\text{Ba}(\text{OH})_2$ -Lösung werden 0,1 mol NaOH . Berechnen Sie $c(\text{Ba}^{2+})$ nach Gleichgewichtseinstellung. $K_L(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^3/\text{L}^3$

Weitere gemischte Aufgaben zur Löslichkeit

2.1 Die Silber-Silberchlorid-Elektrode wird häufig in der Elektrochemie als Referenzelektrode genutzt, weil sie ein sehr konstantes elektrochemisches Potenzial besitzt. Sie ist beispielsweise in vielen pH-Elektroden verbaut. Bei der Ag/AgCl-Elektrode taucht ein mit Silberchlorid beschichteter Silberdraht in eine Chlorid-Ionen enthaltende Lösung

- Wie hoch ist die Ag^+ -Konzentration, wenn die KCl-Konzentration der Lösung $c(\text{KCl}) = 3 \text{ M}$ beträgt?
- Wie hoch muss die KCl-Konzentration gewählt werden, damit die Konzentration $c(\text{Ag}^+) = 2,0 \text{ nmol/L}$ beträgt?
- Bei elektrochemischen Reaktionen können solche kleinen Ag^+ -Restmengen in der Lösung schnell abreagieren oder weitere kleine Mengen Ag^+ durch den Silberdraht freigesetzt werden. Warum ändert sich die Ag^+ -Konzentration in der Lösung trotzdem nicht, so dass das Potential konstant bleibt?

2.2 Der Grenzwert für Blei im Trinkwasser beträgt seit 2013 nur noch 0,010 mg/L.

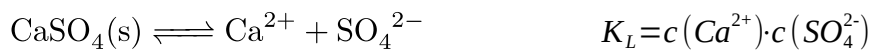
- Wird dieser Wert durch in abgestandenem Trinkwasser in alten Bleirohren, die sich im Lauf der Jahre mit einer Bleicarbonat-Patina auskleiden, erreicht? $pK_L(\text{Bleicarbonat}) = 12,8$
- Weshalb ist der wahre Bleigehalt unter Umständen noch viel höher?

2.3 Eine Lösung enthält 0,2 mol/L Cl^- und 0,1 mol/L CrO_4^{2-} . Zu der Lösung wird langsam eine AgNO_3 -Lösung getropft und gemischt. Welche Verbindung fällt zuerst aus? Hinweis: $pK_L(\text{AgCl}) = 9,8$; $pK_L(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 11,4$

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. Die Tabellenwerte hier entstammen i.d.R. aus dem im Unterricht benutzten Tabellenbuch (K.T.)

Nr. 1.1



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:

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

Das Ionenprodukt ist also kleiner als der tabellierte K_L -Wert, d.h. es fällt kein CaSO_4 aus, .

Nr. 1.2

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



$$\text{im GG [mol/L]:} \quad x \quad 2x$$

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

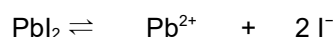
Nach Verdoppelung des Volumens vorliegende Konzentrationen: $c(\text{Pb}^{2+}) \approx 0,00872 \text{ mol/L}$, $c(\text{I}^-) = 1 \text{ mol/L}$

$$c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c^2(\text{I}^-) = 0,00872 \text{ mol/L} \cdot (1 \text{ mol/L})^2 \approx 0,00872 \text{ mol}^3/\text{L}^3 \text{ [Produkt der Ionenkonzentrationen]}$$

Das Löslichkeitsprodukt von PbI_2 lässt sich anhand der angegebenen Löslichkeit berechnen: $c(\text{PbI}_2) \approx 1,6397 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. $c(\text{Pb}^{2+}) = 1,6397 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. $c(\text{I}^-) = 3,27947 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. $K_L = c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c^2(\text{I}^-) \approx 1,76 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^3/\text{L}^3$

Man erkennt: Das Produkt der Ionenkonzentrationen $[c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c^2(\text{I}^-)]$ ist höher als das Löslichkeitsprodukt K_L . \Rightarrow Es fällt also PbI_2 aus.

b) Die Annahme ist legitim, da ein großer Überschuss an I^- vorliegt. Bei der Fällung von PbI_2 ist die prozentuale Änderung der Iodidkonzentration viel geringer als die Änderung der Bleikonzentration.



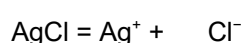
$$\text{im GG [mol/L]} \quad 0,011 - x \quad 1$$

$$8,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^3/\text{L}^3 = (0,011 - x) \cdot 1 \text{ (mol/L)}^2 \Rightarrow x = 0,010999991 \text{ mol/L}$$

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

$$c(\text{Pb}^{2+}) \text{ nach } \text{PbI}_2\text{-Fällung: } c(\text{Pb}^{2+}) = 0,011 - x = 8,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

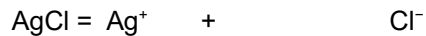
Nr. 1.3



im GG: x x

$$x^2 = K_L = 1,61 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{L}^{-2} \Rightarrow x = 1,2689 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} = c(\text{Ag}^+)$$

Nach Zugabe von NaCl und AgCl-Fällung



im GG (mol/L) $1,2689 \cdot 10^{-5} - x$ $1,2689 \cdot 10^{-5} + 0,0001 - x$

$$K_L = 1,61 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{L}^{-2} = (1,2689 \cdot 10^{-5} - x) \cdot (1,2689 \cdot 10^{-5} + 0,0001 - x)$$

$$1,42991 \cdot 10^{-9} - 0,0001254 \cdot x + x^2 = 1,61 \cdot 10^{-10} \Rightarrow$$

$$0 = x^2 - 0,0001254 \cdot x - 1,26891 \cdot 10^{-9} \Rightarrow$$

($x_1 = 0,0001143 \text{ mol/L}$ nicht als Lösung möglich)

$x_2 = 0,0000111 \text{ mol/L}$

$c(\text{Ag}^+)$ im GG: $c(\text{Ag}^+) = 1,2689 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} - 0,0000111 \text{ mol/L} \approx 1,589 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

Nr. 1.4

Wasser als Waschflüssigkeit

Leitfrage: Wie hoch ist die PbSO_4 -Konz. und die 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: H_2SO_4 als Waschflüssigkeit

Leitfrage: Wieviel Pb^{2+} fällt aus, wenn man die Sulfatkonzentration auf 0,1 mol/L erhöht?



in Wasser [mol/L] $1,2247 \cdot 10^{-4}$ $1,2247 \cdot 10^{-4}$

nach SO_4 -Zugabe (im GG) $1,2247 \cdot 10^{-4} - x$ 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 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: $n(\text{PbSO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \Rightarrow m(\text{PbSO}_4) = n(\text{PbSO}_4) \cdot 303,3 \text{ g/mol} \approx 4,55 \cdot 10^{-6} \text{ g} \approx 4,55 \mu\text{g}$

Lösungsmöglichkeit 2

Leitfrage: Wie hoch ist die PbSO_4 -Konz. und die PbSO_4 -Masse in 100 mL H_2SO_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: $n(\text{PbSO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \Rightarrow m(\text{PbSO}_4) = n(\text{PbSO}_4) \cdot 303,3 \text{ g/mol} \approx 4,55 \cdot 10^{-6} \text{ g} \approx 4,55 \mu\text{g}$



Erhöht man die Sulfatkonzentration in der Lösung, so fällt weiteres PbSO_4 aus (Prinzip des kleinsten Zwangs)

Nr. 1.5

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

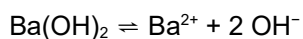
$$K_L = c(\text{Mn}^{2+}) \cdot x^2 \Rightarrow$$

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

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

Nr. 1.6

a) Berechnung von $c(\text{Ba}^{2+})$ und $c(\text{OH}^-)$ in der gesättigten $\text{Ba}(\text{OH})_2$ -Lsg.



im GG [mol/L]: x 2x

$$K_L = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^3/\text{L}^3 = x \cdot (2x)^2 = 4x^3 \Rightarrow x = 0,1077 \text{ mol/L} \Rightarrow c(\text{Ba}^{2+}) = 0,1077 \text{ mol/L}, c(\text{OH}^-) = 0,2154 \text{ mol/L}$$

b) Berücksichtigung der Verdünnung durch Volumenzunahme und der NaOH-Zugabe (vor Fällung)

$$c(\text{Ba}^{2+}) = 0,0808 \text{ mol/L} \quad c(\text{OH}^-) = 0,1616 \text{ mol/L} + 0,15 \text{ mol/L} = 0,3115 \text{ mol/L}$$

c)



Verdünnung [mol/L] 0,0808 0,3115

OH⁻-Zugabe (im GG) 0,0808-x 0,3115-2x

$$\text{Kubische Gleichung: } 0,005 = (0,0808-x) \cdot (0,3115-2x)^2 \Rightarrow x = 0,0164 \text{ mol/L}$$

$$\Rightarrow c(\text{Ba}^{2+}) \text{ nach Fällung: } c(\text{Ba}^{2+}) = 0,0808 \text{ mol/L} - 0,0164 \text{ mol/L} = 0,0644 \text{ mol/L}$$

Nr. 1.7

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

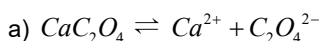
$$K_L = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-}) = x \cdot x = x^2$$

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

Die Fragestellung mit etwas anderen Worten lautet: In welchem Volumen lösen sich 0,15 g 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. 1.8



Ionenprodukt: $K = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}) = 0,05 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ mol/L} \approx 0,0025 \text{ mol}^2/\text{L}^2$ Anmerkung: Konz. halbieren sich beim Zusammenschütten von 0,1 mol/L auf 0,05 mol/L!

Das Ionenprodukt $0,0025 \text{ mol}^2/\text{L}^2$ ist größer als das tabellierte Löslichkeitsprodukt ($K_L = 1,78 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2/\text{L}^2$). Die Lösung ist also übersättigt. Es fällt so lange CaC_2O_4 aus, so dass sich die Konzentrationen an Ca^{2+} und $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ verringern. Es fällt so lange Calciumoxalat aus, bis das Produkt der verbleibenden Ionenkonzentrationen gerade $1,78 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2/\text{L}^2$. Eine solche entstehende Lösung wird gerade als *gesättigte Lösung* bezeichnet.

b) Da die Anfangskonzentrationen an Ca^{2+} und $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ gleich sind, und für jedes Ca^{2+} -Ion auch ein $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ -Ion ausfällt, gilt stets: $c(\text{Ca}^{2+}) = c(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}) = x$.

$$K_L = x \cdot x \Rightarrow 1,78 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} = x \cdot x \Rightarrow x = c(\text{Ca}^{2+}) \approx 4,22 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ca^{2+} enthalten (846 μg Ca^{2+})

c) 1 μg Ca^{2+} entspricht einer Stoffmenge von $n(\text{Ca}^{2+}) = 2,495 \cdot 10^{-8} \text{ mol}$ Ca^{2+} . Bei 0,5 Liter Lösung entspricht das einer Konzentration von $c(\text{Ca}^{2+}) = 4,99 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$.

$$1,78 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}) \Rightarrow c(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}) = \frac{1,78 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}}{4,99 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 0,03566 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Die Konzentration an Ammoniumoxalat in der gesättigten Lösung muss noch 0,03566 mol/L betragen. Wegen der 1:2-Verdünnung beim Mischen muss in der Ausgangslösung die Konzentration $c(\text{Ammoniumoxalat}) \approx 2 \cdot 0,03566 \text{ mol/L} \approx 0,0713 \text{ mol/L}$ betragen. Diese Konzentration muss als Überschuss in der Lösung erhalten bleiben! Die Gesamtstoffkonzentration beträgt somit $c(\text{Ammoniumoxalat}) \approx 0,1 \text{ mol/L} + 0,0713 \text{ mol/L} \approx 0,17 \text{ mol/L}$ Ammoniumoxalat.

Alternative: Mathematische Modellierung und Lösung eines Gleichungssystems

	Ca^{2+} +	Oxalat	→ CaOxalat
c zu Beginn (in mol/L)	0,05	0,05+x	
c im GG (in mol/L)	0,05-y	0,05 + x - y	

Es gilt: $(0,05 - y) \cdot (0,05 + x - y) = 1,78 \cdot 10^{-9}$ und $0,05 - y = 4,99 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$. Mit diesem Gleichungssystem folgt: $x = 0,03567 \text{ mol/L}$. Die Oxalat-Konz. zu Beginn muss also 0,08567 mol/L betragen. In 250 mL muss also die Konzentration $c(\text{Oxalat}) \approx 0,17 \text{ mol/L}$ vorliegen.

$$d) c(\text{CaOx}) = \frac{\beta(\text{CaOx})}{M(\text{CaOx})} = \frac{6,7 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}}}{128,098 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 5,23037 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx c(\text{Ca}^{2+}) \approx c(\text{Ox}^{2-})$$

$$K_L = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c(\text{Ox}^{2-}) \approx 5,23037 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 5,23037 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx 2,74 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

$$\text{p}K_L = -\lg 2,74 \cdot 10^{-9} \approx 8,56$$

Nr. 1.9

A Berechnung der Sättigungskonzentration

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

$$2 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} = x^2 \Rightarrow x = 1,414213562 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

B Berechnung des Ionenkonzentrationen nach Zugabe der von NaCl

Durch das Lösen des Salzes erhöht sich die Cl^- -Konzentration auf

$$c_0(\text{Cl}^-) = 1,414213562 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} + 0,1 \text{ mol/L} = 0,1000141213562 \text{ mol/L}$$

Die Konzentration an Ag^+ erhöht sich durch die Zugabe nicht: $c_0(\text{Ag}^+) = 1,414213562 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

C Berechnung der Konzentrationsabnahme durch Ausfällung

Bei der nun einsetzenden Ausfällung ($\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$) fällt solange AgCl aus, bis das Löslichkeitsprodukt wieder erreicht ist. Wegen dem 1:1-Koeffizientenverhältnis der Fällungsreaktion nimmt die Konzentration beider Ionensorten um den gleichen Betrag x ab. Für ein ausfällendes Ag^+ fällt auch ein Cl^- aus.

$$2 \cdot 10^{-10} = (1,414216 \cdot 10^{-5} - x)(0,10001414213 - x) \Rightarrow$$

$$2 \cdot 10^{-10} = 1,414416 \cdot 10^{-6} - 1,414216 \cdot 10^{-5}x - 0,10001414213x + x^2 \Rightarrow$$

$$2 \cdot 10^{-10} = 1,414416 \cdot 10^{-6} - 0,1000282843x + x^2 \Rightarrow$$

$$0 = x^2 - 0,1000282843x + 0,00000141421$$

$$x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{0,1000282843 + 0,1000000041}{2} = 0,1000141442$$

$$x_2 = \frac{0,1000282843 - 0,1000000041}{2} = 0,0000141401 = 1,41401 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Nur x_2 macht Sinn, da die Ionenkonzentrationen nicht um einen größeren Betrag sinken können, als zu Beginn vorhanden war.

D Berechnung der neuen Konzentration

Neue Ag^+ -Konzentration: $c(\text{Ag}^+) = c_0(\text{Ag}^+) - x_2 = 1,414213562 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} - 1,41401 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \approx 2,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$

Durch die Zugabe von NaCl sinkt die ohnehin schon kleine Ag^+ -Konzentration auf einen noch kleineren Betrag.

Nr. 1.10

A Berechnung der Sättigungskonzentration

$$K_L = c(\text{Ba}^{2+}) \cdot c^2(\text{OH}^-)$$

$$5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3} = 4x^3 \Rightarrow x \approx 0,107722 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

In einer gesättigten Lösung sind $c(\text{Ba}^{2+}) \approx 0,107722 \text{ mol/L}$ und das Doppelte, also, $c(\text{OH}^-) \approx 0,215444 \text{ mol/L}$ enthalten.

B Berechnung des Ionenkonzentrationen nach Zugabe der von NaOH (0,15 mol)

Durch das Lösen des Salzes erhöht sich die OH^- -Konzentration auf

$$c_0(\text{OH}^-) = 0,215444 \text{ mol/L} + 0,15 \text{ mol/L} = 0,365444 \text{ mol/L}$$

Die Konzentration an Ba^{2+} erhöht sich durch die Zugabe nicht: $c_0(\text{Ba}^{2+}) = 0,107722 \text{ mol/L}$

C Berechnung der Konzentrationsabnahme durch Ausfällung

Bei der nun einsetzenden Ausfällung ($\text{Ba}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{OH}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2(\text{s})$) fällt solange $\text{Ba}(\text{OH})_2$ aus, bis das Löslichkeitsprodukt wieder erreicht ist. Wegen dem 1:2-Koeffizientenverhältnis der Fällungsreaktion nimmt die Konzentration beider Ionensorten im Verhältnis $x:2x$ ab. Für ein ausfällendes Ba^{2+} fallen 2 OH^- aus.

$$5 \cdot 10^{-3} = (0,107722 - x)(0,365444 - 2x) \Rightarrow \Rightarrow x_1 \approx 0,08272 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad x_2 \approx 0,2077204 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Nur x_1 macht Sinn, da die Ionenkonzentrationen nicht um einen größeren Betrag sinken können, als zu Beginn vorhanden war.

D Berechnung der neuen Konzentration

Neue Ba^{2+} -Konzentration: $c(\text{Ba}^{2+}) = c_0(\text{Ba}^{2+}) - x_2 = 0,107722 \text{ mol/L} - 0,08272 \text{ mol/L} \approx 0,0250 \text{ mol/L}$

Durch die Zugabe von $\text{Ba}(\text{OH})_2$ sinkt die Ba^{2+} -Konzentration auf **0,0250 mol/L**.

2.1 Silber-Silberchlorid-Elektrode

a) $c(\text{Ag}^+) = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$

b) $c(\text{Cl}^-) = 0,1 \text{ mol/L}$

2.2 Blei im Trinkwasser

fehlt noch

2.3 Fraktionierende Fällung von Chromat und Chlorid

Es wird jeweils die Ag^+ -Konzentration berechnet, ab der die Lösung an AgCl und an AgCr_2O_4 gesättigt ist.

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

$$K_L(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 10^{-\text{p}K_L} \approx 4,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$$

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

$$K_L = c^2(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-})$$

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

$$c(\text{Ag}^+) = \sqrt{\frac{K_L}{c(\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-})}} \approx \sqrt{\frac{4,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}}{0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}} \approx 6,3 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Obwohl Ag_2CrO_4 das kleinere Löslichkeitsprodukt hat, fällt zuerst AgCl aus, denn schon ab $c(\text{Ag}^+) \approx 8 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$ 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.