

Quesiti e problemi

I problemi con i numeri in blu indicano che le risposte sono disponibili nell'Appendice 6 alla fine del libro.

Espressione per K_{ps}

- Scrivete l'equazione di equilibrio e l'espressione di K_{ps} per ciascuno dei seguenti composti
 - Co_2S_3
 - PbCl_2
 - $\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7$
 - $\text{Sc}(\text{OH})_3$
- Scrivete l'equazione di equilibrio e l'espressione di K_{ps} per ciascuno dei seguenti composti
 - AgCl
 - $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
 - MnS_2
 - $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- Scrivete le equazioni di equilibrio su cui sono basate le seguenti espressioni di K_{ps}
 - $[\text{Hg}_2^{2+}][\text{Cl}^-]^2$
 - $[\text{Pb}^{2+}][\text{CrO}_4^{2-}]$
 - $[\text{Mn}^{4+}][\text{O}^{2-}]^2$
 - $[\text{Al}^{3+}]^2[\text{S}^{2-}]^3$
- Scrivete le equazioni dell'equilibrio sulle quali sono basate le seguenti espressioni di K_{ps}
 - $[\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$
 - $[\text{Co}^{3+}][\text{OH}^-]^3$
 - $[\text{Ag}^+]^2[\text{S}^{2-}]$
 - $[\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$

K_{ps} e precipitazione

- Data K_{ps} e la concentrazione di equilibrio di uno ione, calcolate la concentrazione di equilibrio dell'altro ione.
 - idrossido di cadmio(II): $K_{ps} = 2.5 \times 10^{-14}$; $[\text{Cd}^{2+}] = 1.5 \times 10^{-6} \text{ M}$
 - arseniato di rame(II) ($\text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2$): $K_{ps} = 7.6 \times 10^{-36}$; $[\text{AsO}_4^{3-}] = 2.4 \times 10^{-4} \text{ M}$
 - ossalato di zinco: $K_{ps} = 2.7 \times 10^{-8}$; $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 8.8 \times 10^{-3} \text{ M}$
- Seguite le indicazioni del Quesito 5 per i seguenti composti:
 - fosfato di litio: $K_{ps} = 3.2 \times 10^{-9}$; $[\text{PO}_4^{3-}] = 7.5 \times 10^{-4} \text{ M}$
 - nitrito di argento: $K_{ps} = 6.0 \times 10^{-4}$; $[\text{Ag}^+] = 0.025 \text{ M}$
 - idrossido di stagno(II): $K_{ps} = 1.4 \times 10^{-28}$; $\text{pH} = 9.35$
- Calcolate la concentrazione di ciascuno dei seguenti ioni in equilibrio con $\text{Br}^- 0.019 \text{ M}$.
 - Pb^{2+}
 - Hg_2^{2+}
 - Ag^+
- Calcolate la concentrazione di ciascuno dei seguenti ioni in equilibrio con $\text{Ba}^{2+} 0.0034 \text{ M}$.
 - F^-
 - SO_4^{2-}
 - CrO_4^{2-}
- Riempite gli spazi vuoti della seguente tabella

composto	[catione]	[anione]	K_{ps}
(a) CoCO_3	_____	_____	1×10^{-10}
(b) LaF_3	_____	7×10^{-6}	2×10^{-19}
(c) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$	4.2×10^{-8}	_____	6×10^{-39}
- Riempite gli spazi vuoti della seguente tabella

composto	[catione]	[anione]	K_{ps}
(a) BaC_2O_4	_____	_____	1.6×10^{-6}
(b) $\text{Cr}(\text{OH})_3$	2.7×10^{-8}	_____	6.3×10^{-31}
(c) $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	_____	8×10^{-6}	1×10^{-54}
- Si aggiunge nitrato di bario a una soluzione 0.025 M di fluoruro di sodio.
 - A che concentrazione di Ba^{2+} comincia a formarsi un precipitato?
 - Viene aggiunto cloruro di cadmio in quantità sufficiente da rendere $[\text{Ba}^{2+}] = 0.0045 \text{ M}$. Che percentuale dello ione fluoruro iniziale è precipitata?
- Si aggiunge cloruro di cadmio a una soluzione di idrossido di potassio con un pH di 9.62. ($K_{ps} \text{ Cd}(\text{OH})_2 = 2.5 \times 10^{-14}$).
 - A quale concentrazione di Cd^{2+} comincia a formarsi il precipitato?
 - Viene aggiunto cloruro di cadmio in quantità sufficiente da rendere $[\text{Cd}^{2+}] = 0.0013 \text{ M}$. Qual è il pH della soluzione risultante?
 - Che percentuale dello ione idrossido iniziale resta in soluzione?

- Si trova che l'acqua di un pozzo contiene 3.0 mg di ioni calcio per litro. Se si aggiungono 0.50 mg di solfato di sodio a un litro di questa acqua senza modificare il suo volume, si avrà formazione di un precipitato? Quale dovrebbe essere $[\text{SO}_4^{2-}]$ perché inizi la precipitazione?
- Prima di interrompere l'uso di piombo nelle vernici, il cromato di piombo era un pigmento comune nelle vernici gialle. Viene preparato 1.0 L di soluzione mescolando 0.50 mg di nitrato di piombo con 0.020 mg di cromato di potassio. Si avrà formazione di precipitato? Quale dovrebbe essere la $[\text{Pb}^{2+}]$ perché inizi la precipitazione?
- Viene preparata una soluzione mescolando 13.00 mL di $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 0.0021 \text{ M}$ con 25.0 mL di $\text{HCl} 0.015 \text{ M}$. Assumete che i volumi siano additivi.
 - Si avrà precipitazione?
 - Calcolate $[\text{Hg}_2^{2+}]$, $[\text{NO}_3^-]$ e $[\text{Cl}^-]$ dopo il raggiungimento dell'equilibrio.
- Viene preparata una soluzione mescolando 35.00 mL di una soluzione 0.061 M di nitrato di zinco con 20.0 mL di KOH a pH 9.00. Assumete che i volumi siano additivi.
 - Si avrà precipitazione?
 - Calcolate $[\text{Zn}^{2+}]$, $[\text{NO}_3^-]$, $[\text{K}^+]$ e il pH dopo il raggiungimento dell'equilibrio.

Solubilità

- Calcolate la solubilità molare dei seguenti composti
 - PbCl_2
 - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 - Ag_2CO_3
- Calcolate la solubilità molare dei seguenti composti
 - MgF_2
 - $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
- Calcolate la K_{ps} dei seguenti composti, data la loro solubilità molare
 - ZnCO_3 , $1.21 \times 10^{-5} \text{ M}$
 - Ag_2SO_4 , 0.014 M
 - $\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$, $2.5 \times 10^{-7} \text{ M}$
- Calcolate la K_{ps} dei seguenti composti, data la loro solubilità molare
 - AgCN , $7.73 \times 10^{-9} \text{ M}$
 - $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $5.16 \times 10^{-6} \text{ M}$
 - $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$, $1.67 \times 10^{-8} \text{ M}$
- Calcolate la solubilità (in grammi per litro) del cloruro d'argento in
 - acqua pura
 - 0.025 M BaCl_2
 - 0.17 M AgNO_3
- Calcolate la solubilità (in grammi per litro) dell'idrossido di magnesio in
 - acqua pura
 - $0.041 \text{ M Ba}(\text{OH})_2$
 - 0.0050 M MgCl_2
- L'azoturo di piombo, $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$, è usato come detonatore negli airbag delle automobili. L'impatto di una collisione fa sì che $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ venga convertito in un'enorme quantità di gas, che riempie l'airbag. A 25°C viene preparata una soluzione satura di azoturo di piombo sciogliendone 25 mg in una quantità di acqua sufficiente ad ottenere 100.0 mL di soluzione. Qual è il K_{ps} dell'azoturo di piombo?
- Una soluzione satura di solfato di argento(I) a 25°C può essere preparata sciogliendo 1.2 g di solfato di argento(I) in una quantità di acqua sufficiente ad ottenere 250.0 mL di soluzione. Qual è il K_{ps} del solfato di argento(I)?
- Un grammo di PbCl_2 viene sciolto in 1.0 L di acqua calda. Per raffreddamento della soluzione a 25°C si avrà cristallizzazione di PbCl_2 ? E se sì, quanto?
- Il K_{ps} dell'acetato d'argento ($\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) a 80°C è stimato 2×10^{-2} . Si aggiungono dieci grammi di acetato d'argento a 1.0 L di acqua a 25°C .
 - L'acetato d'argento si scioglierà a 25°C ?
 - Se la soluzione (assumendo che il volume sia 1.0 L) viene riscaldata a 80°C , si scioglierà tutto l'acetato d'argento?
- Calcolate la solubilità (g/100 mL) dell'idrossido di ferro (II) in soluzioni tampone ai seguenti pH.
 - 4
 - 7
 - 10
- Calcolate la solubilità (g/100 mL) dell'idrossido di magnesio in soluzioni tampone ai seguenti pH.
 - 4
 - 7
 - 9

- A 25°C , 100.0 mL di una soluzione di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ vengono preparati sciogliendo $\text{Ba}(\text{OH})_2$ in una soluzione alcalina. All'equilibrio, la soluzione ha 2.37 g di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ e un pH di 13.28. Stimare la K_{ps} di $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
- A 25°C , 100.0 mL di una soluzione di $\text{Cr}(\text{OH})_2$ vengono preparati sciogliendo $\text{Cr}(\text{OH})_2$ in una soluzione alcalina. All'equilibrio, la soluzione ha 8.65 mg di $\text{Cr}(\text{OH})_2$ e un pH di 8.50. Stimare la K_{ps} di $\text{Cr}(\text{OH})_2$.

Precipitazione selettiva

- Una soluzione è 0.035 M in Na_2SO_4 e 0.035 M in Na_2CrO_4 . Viene aggiunto $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ solido senza che il volume della soluzione cambi.
 - Quale sale precipiterà prima, PbSO_4 o PbCrO_4 ?
 - Qual è $[\text{Pb}^{2+}]$ quando il sale in (a) comincia a precipitare?
 - Ad una soluzione che è 0.020 M in OH^- e in SO_4^{2-} viene aggiunto nitrato di piombo solido, senza variare il volume della soluzione.
 - Quale sale precipiterà prima, PbSO_4 o $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ($K_{ps} = 2.8 \times 10^{-16}$)?
 - Qual è il pH della soluzione quando PbSO_4 comincia a precipitare?
 - 65 mL di una soluzione di $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 0.40 \text{ M}$ sono mescolati con 125 mL di una soluzione di nitrato di ferro(II) 0.17 M . Viene poi aggiunto idrossido di sodio senza variare il volume della soluzione.
 - Quale sale precipiterà prima, $\text{Al}(\text{OH})_3$ o $\text{Fe}(\text{OH})_2$?
 - Qual è $[\text{OH}^-]$ quando comincia a precipitare il primo composto?
 - Una soluzione viene preparata aggiungendo 0.925 g di nitrato di argento(I) e 6.25 g di nitrato di magnesio ad una quantità di acqua sufficiente ad ottenere 375 mL di soluzione. Viene aggiunto carbonato di sodio solido senza che il volume della soluzione cambi.
 - Quale sale precipiterà prima, Ag_2CO_3 o MgCO_3 ?
 - Qual è la concentrazione degli ioni carbonato quando comincia a precipitare il primo sale?
 - Una soluzione viene preparata mescolando 125 mL di $\text{AuNO}_3 0.100 \text{ M}$ e 225 mL di $\text{AgNO}_3 0.049 \text{ M}$. Vengono poi aggiunti venticinque mL di una soluzione di $\text{HCl} 0.0100 \text{ M}$. K_{ps} di $\text{AuCl} = 2.0 \times 10^{-13}$. All'equilibrio, ci sarà
 - nessun precipitato?
 - un precipitato contenente solo AuCl ?
 - un precipitato contenente solo AgCl ?
 - un precipitato contenente sia AgCl che AuCl ?
 - Ad un becher contenente 500.0 mL di acqua vengono aggiunti 95 mg di $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, 95 mg di $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ e 100.0 mg di Na_2CO_3 . All'equilibrio, ci sarà
 - nessun precipitato?
 - un precipitato contenente solo BaCO_3 ?
 - un precipitato contenente solo CaCO_3 ?
 - un precipitato contenente sia CaCO_3 che BaCO_3 ?
- Assumete che il volume della soluzione resti 500.0 mL anche dopo l'aggiunta dei sali.

Solubilizzazione di precipitati

- Scrivete le equazioni ioniche nette per le reazioni di H^+ con
 - Cu_2S
 - Hg_2Cl_2
 - SrCO_3
 - $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$
 - $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- Scrivete le equazioni ioniche nette per le reazioni di ciascuna delle seguenti specie con un acido forte.
 - CaCO_3
 - NiS
 - $\text{Al}(\text{OH})_3$
 - $\text{Sb}(\text{OH})_4^-$
 - AgCl
- Scrivete un'equazione ionica netta per la reazione con ammoniaca in seguito alla quale
 - il cloruro d'argento si scioglie.
 - lo ione alluminio forma un precipitato.
 - il rame(II) forma uno ione complesso.
- Scrivete un'equazione ionica netta per la reazione con ammoniaca in

seguito alla quale

- $\text{Cu}(\text{OH})_2$ si scioglie.
 - Cd^{2+} forma uno ione complesso.
 - Pb^{2+} forma un precipitato.
- Scrivete un'equazione ionica netta per la reazione con OH^- in seguito alla quale
 - Sb^{3+} forma un precipitato.
 - l'idrossido di antimonio(III) si scioglie quando si aggiunge un eccesso di OH^- .
 - Sb^{3+} forma uno ione complesso.
 - Scrivete un'equazione ionica netta per la reazione con OH^- in seguito alla quale
 - Ni^{2+} forma un precipitato.
 - Sn^{4+} forma uno ione complesso.
 - $\text{Al}(\text{OH})_3$ si scioglie.

Equilibri in soluzione

- Scrivete un'equazione ionica netta e calcolate K per la reazione in cui CuCl ($K_{ps} = 1.9 \times 10^{-7}$) è solubilizzato con NaCN formando $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$ ($K_f = 1.0 \times 10^{16}$).
- Scrivete un'equazione ionica netta e calcolate K per la reazione in cui $\text{Co}(\text{OH})_2$ ($K_{ps} = 2 \times 10^{-16}$) è solubilizzato con HCl .
- Considerate la reazione

$$\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{CN})_2(\text{s}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$$
 - Calcolate la K della reazione. ($K_{ps} \text{ Zn}(\text{CN})_2 = 8.0 \times 10^{-12}$)
 - Se si aggiunge NaCN a una soluzione satura di $\text{Zn}(\text{OH})_2$, si avrà precipitazione di $\text{Zn}(\text{CN})_2$?
- Considerate la reazione

$$\text{AgCl}(\text{s}) + \text{I}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{AgI}(\text{s}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$$
 - Calcolate la K della reazione.
 - Se si aggiunge NaI a una soluzione satura di AgCl , si avrà precipitazione di AgI ?
- L'idrossido di alluminio reagisce con un eccesso di ioni idrossido per formare lo ione complesso $\text{Al}(\text{OH})_4^-$.
 - Scrivete un'equazione per questa reazione.
 - Calcolate la K della reazione.
 - Determinate la solubilità di $\text{Al}(\text{OH})_3$ (in mol/L) a pH 12.0.
- Considerate la reazione

$$\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s}) + 4\text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$$
 - Calcolate la K dato che per $\text{Cu}(\text{OH})_2$ $K_{ps} = 2 \times 10^{-19}$ e la K_f di $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ $K_f = 2 \times 10^{12}$.
 - Determinate la solubilità di $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (in mol/L) in $\text{NH}_3 4.5 \text{ M}$.
- Calcolate la solubilità molare del cloruro di oro(I) ($K_{ps} = 2.0 \times 10^{-13}$) in $\text{NaCN} 0.10 \text{ M}$. Si forma lo ione complesso $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$ $K_f = 2 \times 10^{38}$. Ignorate ogni altro equilibrio competitivo.
- Quando a $\text{Zn}(\text{OH})_2$ viene aggiunto NaOH in eccesso, si forma lo ione complesso $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$. Usando le Tabelle 15.4 e 16.1, determinate la solubilità molare di $\text{Zn}(\text{OH})_2$ in $\text{NaOH} 0.10 \text{ M}$. Confrontatela con la solubilità molare di $\text{Zn}(\text{OH})_2$ in acqua pura.
- Per la reazione

$$\text{CdC}_2\text{O}_4(\text{s}) + 4\text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq})$$
 - Calcolate K (K_{ps} per CdC_2O_4 è 1.5×10^{-8}).
 - Calcolate $[\text{NH}_3]$ all'equilibrio quando 2.00 g di CdC_2O_4 vengono sciolti in 1.00 L di soluzione.
- Per la reazione

$$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 6\text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$$
 - Calcolate la K della reazione.
 - Calcolate $[\text{CN}^-]$ all'equilibrio quando 10.0 g di $\text{Fe}(\text{OH})_2$ vengono sciolti in 1.00 L di soluzione.