

✕ ESERCIZI

- **A.1.** La solubilità in acqua del solfato di bario è $1,22 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcolare il prodotto di solubilità del sale e la massa in grammi di sale che si scioglie in 250 cm^3 di acqua trascurando la variazione di volume per l'aggiunta del sale.
- **A.2.** La solubilità dell' Ag_2CrO_4 è $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ g dm}^{-3}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcolare il valore del prodotto di solubilità del sale a questa temperatura.
- **A.3.** Il prodotto di solubilità di $\text{Fe}(\text{OH})_2$ è $1,6 \cdot 10^{-14}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcolare la solubilità in g dm^{-3} dell'idrossido.
- **A.4.** Una soluzione acquosa contenente AgNO_3 $2,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$ e K_2CrO_4 $2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ è in equilibrio con Ag_2CrO_4 solido. Calcolare K_{ps} del sale di argento.

- A.5. 5,0 g di iodato di calcio sono portati completamente in soluzione nella minima quantità d'acqua. Il volume della soluzione è 2,38 dm³. Trovare K_{ps} dello iodato di calcio.
- A.6. 10 g di solfato di argento sono sbattuti con acqua e il volume portato a 1,0 dm³. Il residuo indisciolto pesa 1,9 g. Calcolare K_{ps} del solfato di argento.
- A.7. Una soluzione satura di Ca(OH)₂ ha pH = 12,35. Calcolare la solubilità ed il prodotto di solubilità dell'idrossido.
- A.8. Calcolare la concentrazione dello ione Mn²⁺ alla quale inizia a precipitare Mn(OH)₂ da una soluzione a pH = 10,5. $K_{ps}[\text{Mn}(\text{OH})_2] = 2,0 \cdot 10^{-13}$.
- A.9. Calcolare la concentrazione minima dello ione Ca²⁺ a cui inizia la precipitazione di CaSO₄ da una soluzione 1,0 · 10⁻³ M di Na₂SO₄. La solubilità di CaSO₄ in acqua è 0,660 g dm⁻³.
- A.10. In quanta acqua si sciolgono 1,50 g di solfato di calcio? $K_{ps} = 2,4 \cdot 10^{-5}$. La variazione di volume è trascurabile.
- A.11. Calcolare la concentrazione dello ione Pb²⁺ in una soluzione satura di Pb(IO₃)₂ ed in una soluzione satura di iodato di piombo contenente anche 5,0 · 10⁻² mol dm⁻³ di KIO₃. $K_{ps}[\text{Pb}(\text{IO}_3)_2] = 3,2 \cdot 10^{-13}$.
- A.12. Calcolare quanto solfato di calcio si scioglie in 500 dm³ di una soluzione 1,0 · 10⁻³ M di CaCl₂. (Si consideri trascurabile la variazione di volume). $K_{ps}(\text{CaSO}_4) = 2,35 \cdot 10^{-5}$.
- A.13. Calcolare la quantità massima del sale che può passare in soluzione se un precipitato di PbCl₂ è lavato con 50 cm³ di acqua pura. Calcolare quanti grammi se ne disciolgono invece quando si lava lo stesso precipitato con 50 cm³ di una soluzione di HCl al 5,5% in peso ($d = 1,025 \text{ g cm}^{-3}$). $K_{ps}(\text{PbCl}_2) = 2,4 \times 10^{-4}$.
- A.14. Calcolare il minimo volume di una soluzione 1,8 · 10⁻³ M di AgNO₃ che si deve aggiungere a 450 cm³ di una soluzione 0,012 M di Na₂CrO₄ per iniziare la precipitazione di Ag₂CrO₄. La solubilità di Ag₂CrO₄ in acqua è 2,5 · 10⁻² g dm⁻³. Nel calcolo può essere trascurato l'aumento di volume della soluzione.
- A.15. 1,22 g di cloruro di bario biidrato sono aggiunti a 0,500 dm³ di una soluzione 0,50 M di solfato di sodio. Calcolare la concentrazione dello ione solfato e dello ione bario in soluzione. $K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-10}$.
- A.16. A 250 cm³ di una soluzione 0,320 M di BaCl₂ sono aggiunti 250 cm³ di una soluzione di H₂SO₄ al 2,5% in peso ($d = 1,015 \text{ g cm}^{-3}$). Calcolare quanti grammi di BaSO₄ solido precipitano e la concentrazione dello ione solfato in soluzione. $K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-10}$.

- A.17. Quantità equimolecolari di cloruro di calcio e solfato di sodio in soluzione acquosa sono mescolate insieme e la soluzione portata ad un dm³. Il precipitato che si forma pesa 2,50 g. Quanti grammi di cloruro di calcio e solfato di sodio sono stati aggiunti? $K_{ps}(\text{CaSO}_4) = 2,4 \cdot 10^{-5}$.
- A.18. La solubilità del solfato di argento in acqua pura è 8,0 g dm⁻³. Calcolare la quantità minima di solfato di sodio che bisogna aggiungere a 200 cm³ di una soluzione contenente 1,0 g di solfato di argento per iniziare la precipitazione del sale.
- A.19. 1,00 g di PbI₂ sono portati in soluzione nella minima quantità di acqua. Calcolare il volume della soluzione satura finale. $K_{ps}(\text{PbI}_2) = 8,3 \cdot 10^{-9}$.
- A.20. Ossalato di bario solido è sbattuto con una sospensione acquosa di solfato di bario. Calcolare la concentrazione dello ione bario nella soluzione risultante e nella soluzione satura di solfato di bario. $K_{ps}(\text{BaC}_2\text{O}_4) = 1,5 \times 10^{-8}$; $K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1,5 \times 10^{-9}$.
- (B.1.) Calcolare la massima concentrazione dello ione Fe³⁺ che può stare in soluzione a pH 4,4, sapendo che $K_{ps}[\text{Fe}(\text{OH})_3] = 1,1 \times 10^{-36}$.
- (B.2.) Calcolare il massimo valore del pH di una soluzione 0,14 M di FeSO₄ a cui non si ha ancora la precipitazione di Fe(OH)₂. La solubilità dell'idrossido di ferro è 1,43 · 10⁻³ g dm⁻³.
- (B.3.) Calcolare la solubilità di Mg(OH)₂ in una soluzione tamponata a pH = 8,10 sapendo che la sua solubilità in acqua pura è 4,9 · 10⁻³ g dm⁻³.
- (B.4.) Calcolare la massima concentrazione dello ione Cu²⁺ in una soluzione saturata con H₂S, (la concentrazione di H₂S è 0,10 M) ed il cui pH è mantenuto a 0,50. $K_{ps}(\text{CuS}) = 4,0 \cdot 10^{-36}$; $K_a = K_{a_1} \times K_{a_2} = 1,1 \cdot 10^{-20}$.
- (B.5.) Calcolare la massima quantità di CdSO₄ che si può sciogliere in 100 cm³ di una soluzione tamponata a pH = 8,55. $K_{ps}[\text{Cd}(\text{OH})_2] = 2,0 \cdot 10^{-14}$. Si può considerare trascurabile la variazione di volume della soluzione in seguito all'aggiunta del sale.
- (B.6.) Si calcoli il volume minimo di una soluzione 3,95 · 10⁻³ M di NaOH che è necessario aggiungere a 1,00 dm³ di una soluzione 0,051 M di MnCl₂ per iniziare la precipitazione di Mn(OH)₂. Nel calcolo si può trascurare la variazione di volume in seguito all'aggiunta della soluzione di NaOH. $K_{ps}[\text{Mn}(\text{OH})_2] = 2,0 \times 10^{-13}$.
- (B.7.) Una soluzione tamponata a pH = 1,70 contenente 1,0 · 10⁻³ mol dm⁻³ di Mn²⁺ e 1,0 · 10⁻³ mol dm⁻³ di Cd²⁺ è saturata con H₂S (la concentrazione di H₂S nella soluzione satura è 0,10 M). Stabilire quale di questi due ioni precipita come solfuro e la sua concentrazione in soluzione alla fine della precipitazione. $K_{ps}(\text{CdS}) = 6,0 \times 10^{-27}$; $K_{ps}(\text{MnS}) = 8,0 \times 10^{-14}$ e $K_a = 1,1 \times 10^{-20}$.

- B.8.** Da una soluzione $1,0 \cdot 10^{-3} M$ di NiCl_2 saturata con H_2S , il solfuro di nichel comincia a precipitare quando il pH della soluzione è 1,0. Calcolare K_{ps} di NiS . $K_a = 1,1 \times 10^{-20}$. La concentrazione di H_2S nella soluzione satura è $0,10 M$.
- B.9.** Quale deve essere la concentrazione dello ione Ag^+ in soluzione per precipitare Ag_2S da una soluzione satura di H_2S il cui pH è 2,0. $K_{ps(\text{Ag}_2\text{S})} = 1,5 \cdot 10^{-49}$; $K_a = 1,1 \cdot 10^{-20}$.
- B.10.** A 100 cm^3 di una soluzione $0,025 M$ di nitrato di bario e $0,305 M$ di nitrato di piombo è aggiunto lentamente solfato di sodio solido. Quale dei due cationi precipita per primo e quale è la sua concentrazione in soluzione quando inizia la precipitazione dell'altro? $K_{ps(\text{BaSO}_4)} = 1,5 \cdot 10^{-10}$; $K_{ps(\text{PbSO}_4)} = 1,3 \cdot 10^{-8}$.
- B.11.** Una soluzione acida contiene $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$ di Al^{3+} e $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ di Sn^{2+} . Calcolare quale ione precipita per primo come idrossido, e quale è la sua concentrazione in soluzione quando inizia la precipitazione dell'altro. $K_{ps[\text{Al}(\text{OH})_3]} = 5,0 \cdot 10^{-33}$; $K_{ps[\text{Sn}(\text{OH})_2]} = 1,0 \cdot 10^{-18}$.
- B.12.** In una soluzione sono contenuti $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ di Pb^{2+} e $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ di Mn^{2+} . A quale pH deve essere tamponata la soluzione affinché, saturando la soluzione con H_2S , si abbia la massima precipitazione di un solfuro senza che inizi la precipitazione dell'altro? $K_{ps(\text{MnS})} = 8,0 \cdot 10^{-14}$; $K_{ps(\text{PbS})} = 1,0 \cdot 10^{-29}$; $K_a = 1,1 \cdot 10^{-20}$; $[\text{H}_2\text{S}] = 0,10 M$.
- B.13.** Calcolare la minima concentrazione di NH_4Cl in soluzione che impedisce la precipitazione di $\text{Mg}(\text{OH})_2$ da una soluzione $1,0 \cdot 10^{-3} M$ di Mg^{2+} e $1,0 \cdot 10^{-1} M$ di NH_3 . $K_{ps[\text{Mg}(\text{OH})_2]} = 1,2 \cdot 10^{-11}$; $K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$.
- B.14.** Una soluzione è $0,112 M$ in NH_4Cl e $0,465 M$ in MgCl_2 . Qual è il volume minimo di una soluzione $2,50 M$ di NH_3 che occorre aggiungere a 100 cm^3 della soluzione precedente per iniziare la precipitazione di $\text{Mg}(\text{OH})_2$? $K_{ps[\text{Mg}(\text{OH})_2]} = 1,2 \cdot 10^{-11}$; $K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$.
- B.15.** In 100 cm^3 di una soluzione di MgCl_2 $2,50 \cdot 10^{-4} M$ sono sciolti $1,50 \text{ g}$ di Na_2CO_3 . Trascurando la variazione di volume si determini quale dei due composti precipita: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, ($K_{ps} = 1,2 \times 10^{-11}$) o MgCO_3 ($K_{ps} = 2,6 \cdot 10^{-5}$); $K_b(\text{CO}_3^{2-}) = 2,1 \cdot 10^{-4}$.
- C.1.** $5,0 \text{ g}$ di $\text{Ni}(\text{CN})_2$ solido sono sospesi in $1,0 \text{ dm}^3$ di acqua. A quale pH occorre portare la sospensione affinché tutto $\text{Ni}(\text{CN})_2$ passi in soluzione? $K_a(\text{HCN}) = 4,0 \cdot 10^{-10}$; $K_{ps[\text{Ni}(\text{CN})_2]} = 6,4 \cdot 10^{-17}$.
- C.2.** Calcolare la solubilità espressa in g dm^{-3} di $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ in una soluzione $0,550 M$ in NH_3 e $0,208 M$ in NH_4NO_3 . $K_{ps[\text{Mg}(\text{OH})_2]} = 1,2 \cdot 10^{-11}$; $K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$.
- C.3.** $1,5 \text{ g}$ di $\text{Zn}(\text{OH})_2$ sono sospesi in acqua e la sospensione portata ad $1,0 \text{ dm}^3$. Calcolare a quale pH occorre portare la soluzione (per aggiunta ad esempio di HCl gassoso) affinché tutto $\text{Zn}(\text{OH})_2$ passi in soluzione. $K_{ps[\text{Zn}(\text{OH})_2]} = 1,0 \cdot 10^{-18}$.

- C.4.** Quale deve essere la concentrazione minima dello ione CN^- in una soluzione contenente $0,11 \text{ mol dm}^{-3}$ di Zn^{2+} e $0,121 \text{ mol dm}^{-3}$ di S^{2-} per impedire la precipitazione di ZnS ? $K_{ps(\text{ZnS})} = 1,0 \cdot 10^{-20}$. $K_{\text{inst}[\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-}]} = 1,3 \cdot 10^{-19}$.
- C.5.** Calcolare quanti grammi di AgCl si sciolgono in $1,0 \text{ dm}^3$ di una soluzione $0,250 \text{ M}$ di NH_3 . $K_{ps(\text{AgCl})} = 2,8 \cdot 10^{-10}$; $K_{\text{inst}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]} = 5,9 \cdot 10^{-8}$.
- C.6.** In $0,500 \text{ dm}^3$ di una soluzione $1,50 \text{ M}$ di $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ si sciolgono $1,50 \text{ g}$ di AgBr . Calcolare la costante di instabilità del complesso $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$; $K_{ps(\text{AgBr})} = 3,5 \cdot 10^{-13}$.
- C.7.** Una soluzione contiene $0,67 \text{ mol dm}^{-3}$ di NH_3 e $0,011 \text{ mol dm}^{-3}$ di AgNO_3 . Da questa soluzione inizia a precipitare AgBr quando la concentrazione dello ione Br^- è uguale a $2,42 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$. Calcolare K_{ps} di AgBr ; $K_{\text{inst}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]} = 5,9 \cdot 10^{-8}$.
- C.8.** Una soluzione contenente $0,01 \text{ mol dm}^{-3}$ di Zn^{2+} e $1,0 \text{ mol dm}^{-3}$ di CN^- è saturata con H_2S (la concentrazione di H_2S in soluzione è $0,10 \text{ M}$). Sapendo che la precipitazione di ZnS inizia a $\text{pH} = 9,0$ calcolare la costante di equilibrio della reazione: $\text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{CN})_4^{2-}$. $K_{ps(\text{ZnS})} = 1,0 \cdot 10^{-20}$; $K_{a(\text{H}_2\text{S})} = 1,1 \cdot 10^{-20}$.
- C.9.** $1,00 \text{ g}$ di $\text{Mg}(\text{OH})_2$ sono sospesi in un dm^3 di acqua. Calcolare quanti grammi di NH_4Cl solido occorre aggiungere a questa sospensione affinché tutto l'idrossido passi in soluzione. $K_{ps[\text{Mg}(\text{OH})_2]} = 1,2 \cdot 10^{-11}$, $K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$.
- D.1.** Il coefficiente di ripartizione di una base organica fra etere ed acqua è $3,0$. 100 cm^3 della soluzione acquosa contenente $10,0 \text{ g}$ della base sono sbattuti con 100 cm^3 di etere. Calcolare la quantità della base che rimane disciolta in acqua.
- D.2.** Utilizzando i dati dell'esercizio precedente si calcoli la quantità della base che rimane disciolta in acqua dopo due successive estrazioni ciascuna con 50 cm^3 di etere.
- D.3.** 500 cm^3 di una soluzione acquosa contenente $4,5 \text{ g}$ di un composto organico furono sbattuti con 500 cm^3 di benzene. Quando si è stabilito l'equilibrio, la soluzione acquosa contiene ancora $3,6 \text{ g}$ del soluto. Calcolare il coefficiente di ripartizione della sostanza organica tra benzene ed acqua.
- D.4.** Facendo un esperimento di distribuzione di un acido organico fra acqua e benzene si ottennero i seguenti risultati:

| Concentrazione g dm^{-3} in acqua | Concentrazione g dm^{-3} in benzene |
|--|--|
| 1) 1,50 | 1) 2,42 |
| 2) 2,40 | 2) 9,70 |

Determinare se l'acido organico ha la medesima formula molecolare nei due solventi e, nel caso negativo, il rapporto fra le masse molari nei due solventi.