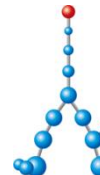


1. Calcolare la solubilità di PbSO_4 in acqua ed in una soluzione 0,200 M di Na_2SO_4 esprimendola in g/100 mL. $K_{ps} = 1,6 \times 10^{-8}$. [$3,82 \times 10^{-3}$ g/100mL; $2,43 \times 10^{-6}$ g/100mL]
2. Calcolare la solubilità in mol/L di $\text{Fe}(\text{OH})_3$ a pH = 3,00 e a pH = 8,00. $K_{ps} = 1,1 \times 10^{-36}$. [$1,1 \times 10^{-18}$ M; $1,1 \times 10^{-3}$ M]
3. Calcolare la solubilità in mol/L di $\text{Mg}(\text{OH})_2$ a pH = 12,00 e a pH = 9,00. $K_{ps} = 1,2 \times 10^{-11}$. [$1,2 \times 10^{-1}$ M; $1,2 \times 10^{-7}$ M]
4. Una soluzione contiene MgCl_2 0,1 M e FeCl_2 0,1 M. Calcolare i pH in corrispondenza ai quali inizia la precipitazione di $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e di $\text{Fe}(\text{OH})_2$ sapendo che per $\text{Mg}(\text{OH})_2$ $K_{ps} = 1,2 \times 10^{-11}$ e per $\text{Fe}(\text{OH})_2$ $K_{ps} = 1,64 \times 10^{-14}$. E' possibile separarli quantitativamente? [$\text{Fe}(\text{OH})_2$ pH = 7,607; $\text{Mg}(\text{OH})_2$ pH = 9,04; NO]
5. Una soluzione contiene FeCl_3 $1,00 \times 10^{-2}$ M e FeCl_2 $1,00 \times 10^{-2}$ M. Calcolare i pH in corrispondenza ai quali inizia la precipitazione di $\text{Fe}(\text{OH})_2$ e di $\text{Fe}(\text{OH})_3$ sapendo che per $\text{Fe}(\text{OH})_3$ $K_{ps} = 1,1 \times 10^{-36}$ e per $\text{Fe}(\text{OH})_2$ $K_{ps} = 1,64 \times 10^{-14}$. E' possibile precipitarli selettivamente? [$\text{Fe}(\text{OH})_3$ pH = 2,68; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ pH = 8,11; SI]



6. Una soluzione contenente ioni Ca^{2+} e ioni Mg^{2+} entrambi in concentrazione $1,7 \times 10^{-4} \text{ M}$ viene in contatto con una soluzione contenente ioni CO_3^{2-} in concentrazione $1,00 \times 10^{-3} \text{ M}$. Dire se precipita CaCO_3 , MgCO_3 o entrambi sapendo che per CaCO_3 $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-8}$ e per MgCO_3 $K_{ps} = 2,6 \times 10^{-5}$. [CaCO_3 $1,7 \times 10^{-7}$ (SI); MgCO_3 $2,6 \times 10^{-5}$ (NO)]
7. Dire se una soluzione contenente ioni Ca^{2+} alla concentrazione $1,8 \times 10^{-4} \text{ M}$ e ioni $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ alla concentrazione $3,2 \times 10^{-5} \text{ M}$ precipita CaC_2O_4 sapendo che $K_{ps} = 2,57 \times 10^{-9}$. [$5,76 \times 10^{-9}$ (SI)]
8. Una soluzione contiene FeCl_2 e MnCl_2 entrambi $0,1 \text{ M}$, si fa gorgogliare H_2S nella soluzione in modo che $[\text{H}_2\text{S}] = 0,1 \text{ M}$. Calcolare i pH in corrispondenza ai quali inizia la precipitazione di ciascun solfuro sapendo che per FeS $K_{ps} = 3,7 \times 10^{-19}$ e per MnS $K_{ps} = 1,4 \times 10^{-15}$. Qual è la concentrazione residua del catione del solfuro meno solubile quando inizia a precipitare quello più solubile? $K_1 = 1,1 \times 10^{-7}$, $K_2 = 1,0 \times 10^{-14}$. [FeS pH = 2,26; MnS pH = 4,05; $[\text{Fe}^{2+}] = 2,64 \times 10^{-5} \text{ M}$]



9. Una soluzione contiene ioni Ba^{2+} alla concentrazione 0,1 M e ioni Pb^{2+} alla concentrazione 0,1 M. Nella soluzione si introduce CO_2 0,1 M. A quale pH iniziano a precipitare BaCO_3 e PbCO_3 sapendo che per BaCO_3 $K_{\text{ps}} = 7,0 \times 10^{-9}$ e per PbCO_3 $K_{\text{ps}} = 3,3 \times 10^{-14}$. Qual è la concentrazione residua del catione del carbonato meno solubile quando inizia a precipitare quello più solubile? $K_1 = 4,30 \times 10^{-7}$, $K_2 = 5,61 \times 10^{-11}$. [PbCO_3 pH = 2,57; BaCO_3 pH = 5,23; $[\text{Pb}^{2+}] = 4,71 \times 10^{-7}$ M]
10. Considerando completa la precipitazione di uno ione quando la sua concentrazione residua è minore di 10^{-5} M dire se la precipitazione di PbCO_3 è completa da una soluzione contenente CO_2 0,1 M e HCl $1,00 \times 10^{-2}$ M. $K_{\text{ps}} = 3,3 \times 10^{-14}$; $K_1 = 4,30 \times 10^{-7}$, $K_2 = 5,61 \times 10^{-11}$. [NO]



11. $\text{CdS } K_{ps} = 3,6 \times 10^{-29}$

$\text{CoS } K_{ps} = 3,0 \times 10^{-26}$

$\text{ZnS } K_{ps} = 1,2 \times 10^{-23}$

Dire per quali di questi solfuri la precipitazione è completa da una soluzione satura di H_2S (0,1 M) e contenente HCl 0,10 M. Considerando completa la precipitazione di uno ione quando la sua concentrazione residua è minore di 10^{-5} M. $K_1 = 1,1 \times 10^{-7}$, $K_2 = 1,0 \times 10^{-14}$. [CdS SI; CoS SI; ZnS NO]

12. Sapendo che per Li_2CO_3 $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-3}$ calcolare quante moli di Na_2CO_3 bisogna aggiungere a 500 mL di soluzione satura di Li_2CO_3 per far sì che la concentrazione dello ione Li^+ diventi uguale a $5,00 \times 10^{-2}$ M. si assuma che l'aggiunta di sale solido non determini variazioni di volume. [$3,02 \times 10^{-1}$ M]



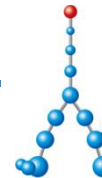
13. Unendo 50 mL di una soluzione di Ag_2SO_4 1.80×10^{-2} M a 50 mL di una soluzione di BaCl_2 2.50×10^{-2} M precipiteranno AgCl o/e BaSO_4 ? K_{ps} AgCl = 1.56×10^{-10} e K_{ps} BaSO_4 = 1.08×10^{-10} . In caso di precipitazione calcolare le concentrazioni ioniche residue in soluzione (Ag^{2+} : 2.2×10^{-8} ; SO_4^{2-} : 3.1×10^{-8} ; Ba^{2+} : 3.5×10^{-3} ; Cl^- : 7×10^{-3})
14. Una soluzione viene preparata mescolando 7.83×10^{-2} L di PbNO_3 0.350M e $8,21 \times 10^{-2}$ L di NaCl 0.700M. Sapendo che la solubilità di PbCl_2 è di 4.42 g/L, calcolare quanti g di PbCl_2 precipitano e le concentrazioni di Pb^{2+} e Cl^- che rimangono in soluzione (7.13 g; Pb^{2+} 1.09×10^{-2} M; Cl^- : 3.84×10^{-2} M)
15. a) Trovare il pH di una soluzione preparata sciogliendo 1,00 g di cloridrato di glicinamide più 1,00 g di glicinamide, in 0,100 L. PM (glicinamide) = 74,081, PM (cloridrato di glicinamide) = 110,542; pK_a = 8,20.
b) Quanti grammi di glicinamide dovrebbero essere aggiunti a 1,00 g di cloridrato di glicinamide per dare 100 mL di una soluzione con un pH = 8,00?
c) Quale sarebbe il pH se la soluzione in a fosse mescolata con 5,00 mL di HCl 0,100 M?
d) Quale sarebbe il pH se la soluzione in c fosse mescolata con 10,00 mL di NaOH 0,100 M?
e) Quale sarebbe il pH se la soluzione in a fosse mescolata con 90,46 mL di NaOH 0,100 M? (questa è la quantità esatta di NaOH per neutralizzare il cloridrato di glicinamide). [a) 8,37; b) 0,423 g; c) 8,33; d) 8,41; e) 10,64]



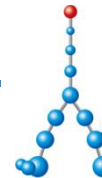
16. Un tampone è stato preparato sciogliendo 0,100 moli dell'acido debole HA ($K_a = 1,00 \times 10^{-5}$) più 0,050 moli della sua base coniugata Na^+A^- in 1,00 L. Trovare il pH. [4,70]
17. Scrivere l'equazione di Henderson-Hasselbalch per una soluzione di acido formico ($\text{pK}_a = 3,74$). Si calcoli il quoziente $[\text{HCOO}^-]/[\text{HCOOH}]$ a $\text{pH} = 3,000$; $\text{pH} = 3,754$; $\text{pH} = 4,000$. [0,180; 1,00; 1,80]
18. Dato che pK_b per lo ione nitrito è 10,85 si trovi il quoziente $[\text{HNO}_2]/[\text{NO}_2^-]$ in una soluzione di nitrito di sodio a $\text{pH} = 2,00$; $\text{pH} = 10,00$. [14; $1,4 \times 10^{-7}$]
19. Quanti millilitri di HNO_3 0,246 M devono essere aggiunti a 213 mL di etilamina 0,00666 M ($K_a = 2,31 \times 10^{-11}$) per dare un pH di 10,52? [3,27 mL]
20. Si calcoli quanti millilitri di KOH 0,626 M dovrebbero essere aggiunti a 5,00 g di HEPES per dare un $\text{pH} = 7,40$. ($\text{PM} = 238,306$; $\text{pK}_a = 7,56$). [13,23 mL]
21. a) Si calcoli il pH di una soluzione preparata mescolando 1,00 g di imidazolo ($\text{PM} = 68,077$) con 1,00 g di cloridrato di imidazolo ($\text{PM} = 104,538$) e diluendo a 100 mL ($\text{pK}_a = 6,99$).
b) Si calcoli il pH della soluzione se si aggiungono 2,30 mL di HClO_4 1,07 M.
c) Quanti millilitri di HClO_4 1,07 M dovrebbero essere aggiunti a 1,00 g di imidazolo per dare un pH di 6,993? [a) 7,18; b) 7,00; c) 6,84 mL]



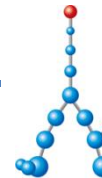
22. Calcolare il pH di una soluzione preparata sciogliendo 1,00 g di idrogenoftalato di potassio (KHP, PM = 204,221) e 1,20 g di ftalato di sodio (Na_2P , PM = 210,094) in 50,0 mL di acqua. $\text{pK}_1 = 2,95$; $\text{pK}_2 = 5,408$. [4,70]
23. Quanti millilitri di KOH 0,800 M dovrebbero essere aggiunti a 3,38 g di acido ossalico per dare un pH di 4,40, quando vengono diluiti a 500 mL? $\text{pK}_1 = 1,252$; $\text{pK}_2 = 4,266$. [73,875 mL]
24. a) Quanti grammi di NaHCO_3 (PM = 84,007) devono essere aggiunti a 4,00 g di K_2CO_3 (PM = 138,206) in 500 mL di acqua per avere un pH di 10,80 ($\text{pK}_1 = 6,352$; $\text{pK}_2 = 10,329$)?
b) Quale sarà il pH se 100 mL di HCl 0,100 M vengono aggiunti alla soluzione a?
c) quanti millilitri di HNO_3 0,320 M dovrebbero essere aggiunti a 4,00 g di K_2CO_3 in 250 mL per dare un pH di 10,00? [a) 0,822 g; b) 10,31; c) 61,25 mL]
25. Quanti millilitri di KOH 0,800 M devono essere aggiunti a 3,38 g di acido ossalico (PM = 90,035; $\text{pK}_1 = 1,252$; $\text{pK}_2 = 4,266$) per dare un pH di 2,40 quando vengono diluiti a 500 mL? [43,8 mL]
26. a) Due dei seguenti composti dovrebbero essere mescolati tra loro per ottenere un tampone a pH 7,45: H_3PO_4 (PM = 98,00; 85% p/p; $d = 1,685$); NaH_2PO_4 (PM = 119,98); Na_2HPO_4 (PM = 141,96); Na_3PO_4 (PM = 163,94). Quali sarebbero adatti? ($\text{pK}_1 = 2,148$; $\text{pK}_2 = 7,199$; $\text{pK}_3 = 12,15$)
b) Se si desidera preparare 1,00 L di tampone con una concentrazione totale di fosfato di 0,0500 M, quanti grammi di ciascuno dei due composti selezionati dovrebbero essere mescolati? [4,55 g di Na_2HPO_4 e 2,16 g di NaH_2PO_4]



27. a) Due dei seguenti composti dovrebbero essere mescolati tra loro per ottenere un tampone a pH 2,20: H_3PO_4 (PM = 98,00; 85% p/p; $d = 1,685$); NaH_2PO_4 (PM = 119,98); Na_2HPO_4 (PM = 141,96); Na_3PO_4 (PM = 163,94). Quali sarebbero adatti? ($\text{pK}_1 = 2,148$; $\text{pK}_2 = 7,199$; $\text{pK}_3 = 12,15$)
- b) Se si desidera preparare 1,00 L di tampone con una concentrazione totale di fosfato di 0,0500 M, quanti grammi di ciascuno dei due composti selezionati dovrebbero essere mescolati? [1,61 mL di H_3PO_4 e 3,18 g di NaH_2PO_4]
28. L'acido HA ha $\text{pK}_a = 7,00$
- a) Qual è la specie principale a pH 6,00?
- b) Qual è la specie principale a pH 8,00?
- c) Qual è il quoziente $[\text{A}^-]/[\text{HA}]$ a pH 7,00 e 6,00?
29. L'acido diprotico H_2A ha $\text{pK}_1 = 4,00$ e $\text{pK}_2 = 8,00$
- a) A quale pH si ha $[\text{H}_2\text{A}] = [\text{HA}^-]$?
- b) Qual è la specie principale a pH 2,00?
- c) A quale pH si ha $[\text{HA}^-] = [\text{A}^{2-}]$?
- d) Qual è la specie principale a pH 6,00?
- e) Qual è la specie principale a pH 10,00?

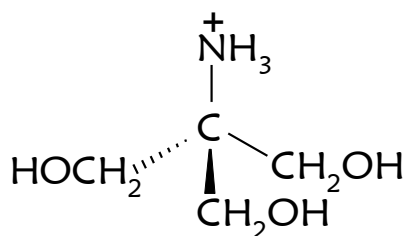


30. La base B ha $pK_b = 5,00$
- a) Qual è il valore di pK_a per l'acido BH^+ ?
 - b) A quale pH si ha $[BH^+] = [B]$?
 - c) Qual è la specie principale a pH 7,00?
 - d) Qual è il quoziente $[B]/[BH^+]$ a pH 12,00?
31. L'acido diprotico H_2A ha $pK_1 = 4,00$ e $pK_2 = 8,00$
- a) A quale pH si ha $[H_2A] = [HA^-]$?
 - b) Qual è la specie principale a pH 2,00?
 - c) A quale pH si ha $[HA^-] = [A^{2-}]$?
 - d) Qual è la specie principale a pH 6,00?
 - e) Qual è la specie principale a pH 10,00?
32. a) Calcolare il pH di una soluzione che è 0,200 M in NH_3 e 0,300 M in NH_4Cl .
($K_a = 5,70 \times 10^{-10}$)
- b) Calcolare la variazione di pH che si verifica quando una quantità di 100 mL di NaOH 0,0500 M viene aggiunta a 400 mL della soluzione preparata al punto a.
 - c) Calcolare la variazione di pH che si verifica quando una quantità di 100 mL di HCl 0,0500 M viene aggiunta a 400 mL della soluzione preparata al punto a.
- [a) 9,07; b) +0,05; c) -0,04]



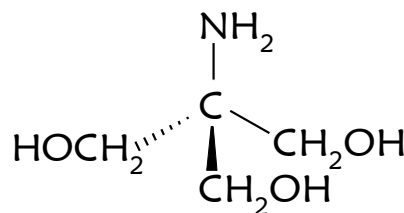
33. Calcolare la solubilità molare di CuS in una soluzione in cui la concentrazione di $[\text{H}_3\text{O}^+]$ sia mantenuta costante a (a) $2,0 \times 10^{-1} \text{ M}$; (b) $2,0 \times 10^{-4} \text{ M}$ (per CuS $K_{\text{ps}} = 8 \times 10^{-37}$; per H_2S $K_1 = 9,6 \times 10^{-8}$, $K_2 = 1,3 \times 10^{-14}$). [(a) $5,1 \times 10^{-9} \text{ M}$; (b) $5,1 \times 10^{-12} \text{ M}$]
34. Calcolare la solubilità molare di PbCO_3 in una soluzione tamponata a pH 7,00 (per PbCO_3 $K_{\text{ps}} = 7,4 \times 10^{-14}$; per H_2CO_3 $K_1 = 4,45 \times 10^{-7}$, $K_2 = 4,69 \times 10^{-11}$). [$1,4 \times 10^{-5} \text{ M}$]
35. NaOH diluito viene introdotto in una soluzione 0,050 M in Cu^{2+} e 0,040 M in Mn^{2+} .
- Quale idrossido precipita prima?
 - Che concentrazione di OH^- è necessaria per iniziare la precipitazione del primo idrossido?
 - Qual è la concentrazione del catione che forma l'idrossido meno solubile quando si comincia a formare l'idrossido più solubile? (per $\text{Cu}(\text{OH})_2$ $K_{\text{ps}} = 4,8 \times 10^{-20}$; per $\text{Mn}(\text{OH})_2$ $K_{\text{ps}} = 2,0 \times 10^{-13}$) [a) per $\text{Cu}(\text{OH})_2$; b) $9,8 \times 10^{-10} \text{ M}$; c) $9,6 \times 10^{-9} \text{ M}$]
36. Lo ione Ag^+ viene considerato un reattivo per separare I^- da SCN^- in una soluzione che sia 0,060 M in KI e 0,070 M in NaSCN .
- Che concentrazione di Ag^+ è necessaria per abbassare la concentrazione di I^- a $1,0 \times 10^{-6} \text{ M}$?
 - Qual è la concentrazione di Ag^+ in soluzione quando inizia a precipitare AgSCN ?
 - Qual è il rapporto tra SCN^- ed I^- quando AgSCN comincia a precipitare? (per AgI $K_{\text{ps}} = 8,3 \times 10^{-17}$; per AgSCN $K_{\text{ps}} = 1,1 \times 10^{-12}$)
 - Qual è il rapporto tra SCN^- ed I^- quando la concentrazione di Ag^+ è $1,0 \times 10^{-3} \text{ M}$? [(a) $8,3 \times 10^{-11} \text{ M}$; (b) $1,6 \times 10^{-11} \text{ M}$; c) $1,3 \times 10^4 \text{ M}$; d) $1,3 \times 10^4 \text{ M}$]

37. NaOCl è stato sciolto in una soluzione tamponata a pH = 6,20. Trovare il rapporto $[\text{OCl}^-]/[\text{HOCl}]$ in questa soluzione. ($\text{pK}_a=7,53$) [0,047]
38. Trovare il pH di una soluzione preparata sciogliendo 12,43 g di “tris” (PM=121,135) + 4,67 g di cloridrato di tris (PM=157,596) in 1,00 L di acqua. [pH = 8,61]



BH⁺

$\text{pK}_a = 8,075$



B

questa forma è il tris = *tris*(idrossimetil)amminometano

39. Se si aggiungono alla soluzione dell'esempio precedente 12,0 mL di HCl 1,00 M, quale sarà il nuovo pH? [pH = 8,41]
40. Quanti mL di NaOH 0,500M devono essere aggiunti a 10,0 g di cloridrato di tris per dare un pH=7,60 in un volume finale di 250 mL? [31,8 mL]
41. Che volume di HCl 0,200 M bisogna aggiungere a 250 mL di mandelato di sodio 0,300 M per produrre una soluzione tampone che abbia un pH di 3,37? ($K_1 = 4,0 \times 10^{-4}$) [195 mL]



42. Calcolare la ΔpH che avviene in ognuna delle soluzioni elencate come risultato di una diluizione di 10 volte con acqua :

- a. H_2O
- b. HCl 0,0500 M
- c. NaOH 0,0500 M
- d. CH_3COOH 0,0500 M ($K_1 = 1,80 \times 10^{-5}$)
- e. CH_3COONa 0,0500 M
- f. CH_3COOH 0,0500 M + CH_3COONa 0,0500 M
- g. CH_3COOH 0,500 M + CH_3COONa 0,500 M

[a) $\Delta\text{pH} = 0$; b) $\Delta\text{pH} = 1$; c) $\Delta\text{pH} = -1$ d) $\Delta\text{pH} = 0,5$; e) $\Delta\text{pH} = -0,5$; f) = g) $\Delta\text{pH} = 0$]

43. Quale tra le seguenti basi sarebbe la più adatta per preparare un tampone a $\text{pH} = 9,00$?

NH_3 ($K_b = 1,75 \times 10^{-5}$)
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ (anilina, $K_b = 3,99 \times 10^{-10}$)
 H_2NNH_2 (idrazina, $K_b = 3,00 \times 10^{-6}$)
 $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ (piridina, $K_b = 1,69 \times 10^{-9}$)

$[\text{NH}_3]$



44. Calcolate la $[H_3O^+]$ per una soluzione tampone che sia 2,00 M in H_3PO_4 e 1,50 M in NaH_2PO_4 . (per H_3PO_4 $pK_1 = 2,148$; $pK_2 = 7,199$; $pK_3 = 12,15$) $[9,55 \times 10^{-3} M]$
45. Calcolare la $[H_3O^+]$ per un tampone che sia 0,0500 M in idrogeno ftalato di potassio (KHP) e 0,150 M in ftalato di potassio (K_2P). ($pK_1 = 2,95$; $pK_2 = 5,408$) $[1,32 \times 10^{-6} M]$
46. Qual è il pH di un tampone formato mescolando 50,0 mL di NaH_2PO_4 0,200 M con:
- a) 50,0 ml di HCL 0,120 M
 - b) 50,0 mL di NaOH 0,120 M
- (per H_3PO_4 $pK_1 = 2,148$; $pK_2 = 7,199$; $pK_3 = 12,15$)
[a) 1,97; b) 7,37]