

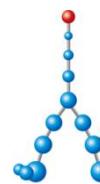
1. Calcolare la solubilità di  $\text{PbSO}_4$  in acqua ed in una soluzione 0,200 M di  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  esprimendola in g/100 mL.  $K_{ps} = 1,6 \times 10^{-8}$ . [ $3,82 \times 10^{-3}$  g/100mL;  $2,43 \times 10^{-6}$  g/100mL]
2. Calcolare la solubilità in mol/L di  $\text{Fe(OH)}_3$  a 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  $\text{Mg(OH)}_2$  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  $\text{MgCl}_2$  0,1 M e  $\text{FeCl}_2$  0,1 M. Calcolare i pH in corrispondenza ai quali inizia la precipitazione di  $\text{Mg(OH)}_2$  e di  $\text{Fe(OH)}_2$  sapendo che per  $\text{Mg(OH)}_2$   $K_{ps} = 1,2 \times 10^{-11}$  e per  $\text{Fe(OH)}_2$   $K_{ps} = 1,64 \times 10^{-14}$ . E' possibile separarli quantitativamente? [ $\text{Fe(OH)}_2$  pH = 7,607;  $\text{Mg(OH)}_2$  pH = 9,04; NO]
5. Una soluzione contiene  $\text{FeCl}_3$   $1,00 \times 10^{-2}$  M e  $\text{FeCl}_2$   $1,00 \times 10^{-2}$  M. Calcolare i pH in corrispondenza ai quali inizia la precipitazione di  $\text{Fe(OH)}_2$  e di  $\text{Fe(OH)}_3$  sapendo che per  $\text{Fe(OH)}_3$   $K_{ps} = 1,1 \times 10^{-36}$  e per  $\text{Fe(OH)}_2$   $K_{ps} = 1,64 \times 10^{-14}$ . E' possibile precipitarli selettivamente? [ $\text{Fe(OH)}_3$  pH = 2,68;  $\text{Fe(OH)}_2$  pH = 8,11; SI]



6. Una soluzione contenente ioni  $\text{Ca}^{2+}$  e ioni  $\text{Mg}^{2+}$  entrambi in concentrazione  $1,7 \times 10^{-4}$  M viene in contatto con una soluzione contenente ioni  $\text{CO}_3^{2-}$  in concentrazione  $1,00 \times 10^{-3}$  M. Dire se precipita  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$  o entrambi sapendo che per  $\text{CaCO}_3$   $K_{\text{ps}} = 1,7 \times 10^{-8}$  e per  $\text{MgCO}_3$   $K_{\text{ps}} = 2,6 \times 10^{-5}$ . [ $\text{CaCO}_3$   $1,7 \times 10^{-7}$  (SI);  $\text{MgCO}_3$   $2,6 \times 10^{-5}$  (NO)]
7. Dire se una soluzione contenente ioni  $\text{Ca}^{2+}$  alla concentrazione  $1,8 \times 10^{-4}$  M e ioni  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  alla concentrazione  $3,2 \times 10^{-5}$  M precipita  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  sapendo che  $K_{\text{ps}} = 2,57 \times 10^{-9}$ . [ $5,76 \times 10^{-9}$  (SI)]
8. Una soluzione contiene  $\text{FeCl}_2$  e  $\text{MnCl}_2$  entrambi 0,1 M, si fa gorgogliare  $\text{H}_2\text{S}$  nella soluzione in modo che  $[\text{H}_2\text{S}] = 0,1$  M. Calcolare i pH in corrispondenza ai quali inizia la precipitazione di ciascun solfuro sapendo che per  $\text{FeS}$   $K_{\text{ps}} = 3,7 \times 10^{-19}$  e per  $\text{MnS}$   $K_{\text{ps}} = 1,4 \times 10^{-15}$ . Qual è la concentrazione residua del catione del solfuro meno solubile quando inizia a precipitare quello più solubile?  $K_1 = 1,1 \times 10^{-7}$ ,  $K_2 = 1,0 \times 10^{-14}$ . [ $\text{FeS}$  pH = 2,26;  $\text{MnS}$  pH = 4,05;  $[\text{Fe}^{2+}] = 2,64 \times 10^{-5}$  M]



9. Una soluzione contiene ioni  $\text{Ba}^{2+}$  alla concentrazione 0,1 M e ioni  $\text{Pb}^{2+}$  alla concentrazione 0,1 M. Nella soluzione si introduce  $\text{CO}_2$  0,1 M. A quale pH iniziano a precipitare  $\text{BaCO}_3$  e  $\text{PbCO}_3$  sapendo che per  $\text{BaCO}_3$   $K_{\text{ps}} = 7,0 \times 10^{-9}$  e per  $\text{PbCO}_3$   $K_{\text{ps}} = 3,3 \times 10^{-14}$ . Qual è la concentrazione residua del catione del carbonato meno solubile quando inizia a precipitare quello più solubile?  $K_1 = 4,30 \times 10^{-7}$ ,  $K_2 = 5,61 \times 10^{-11}$ . [ $\text{PbCO}_3$  pH = 2,57;  $\text{BaCO}_3$  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  $\text{PbCO}_3$  è completa da una soluzione contenente  $\text{CO}_2$  0,1 M e  $\text{HCl}$   $1,00 \times 10^{-2}$  M.  $K_{\text{ps}} = 3,3 \times 10^{-14}$ ;  $K_1 = 4,30 \times 10^{-7}$ ,  $K_2 = 5,61 \times 10^{-11}$ . [NO]



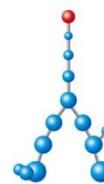
11. CdS Kps =  $3,6 \times 10^{-29}$

CoS Kps =  $3,0 \times 10^{-26}$

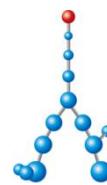
ZnS Kps =  $1,2 \times 10^{-23}$

Dire per quali di questi solfuri la precipitazione è completa da una soluzione satura di H<sub>2</sub>S (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<sup>-5</sup> M. K<sub>1</sub> =  $1,1 \times 10^{-7}$ , K<sub>2</sub> =  $1,0 \times 10^{-14}$ . [CdS SI; CoS SI; ZnS NO]

12. Sapendo che per Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> Kps =  $1,7 \times 10^{-3}$  calcolare quante moli di Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> bisogna addizionare a 500 mL di soluzione satura di Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> per far sì che la concentrazione dello ione Li<sup>+</sup> 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]



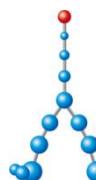
13. Unendo 50 mL di una soluzione di  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$   $1.80 \times 10^{-2}$  M a 50 mL di una soluzione di  $\text{BaCl}_2$   $2.50 \times 10^{-2}$  M precipiteranno  $\text{AgCl}$  o/e  $\text{BaSO}_4$ ?  $K_{ps} \text{ AgCl} = 1.56 \times 10^{-10}$  e  $K_{ps} \text{ BaSO}_4 = 1.08 \times 10^{-10}$ . In caso di precipitazione calcolare le concentrazioni ioniche residue in soluzione ( $\text{Ag}^{2+}$ :  $2.2 \times 10^{-8}$ ;  $\text{SO}_4^{2-}$ :  $3.1 \times 10^{-8}$ ;  $\text{Ba}^{2+}$ :  $3.5 \times 10^{-3}$ ;  $\text{Cl}^-$ :  $7 \times 10^{-3}$ )
14. Una soluzione viene preparata mescolando  $7.83 \times 10^{-2}$  L di  $\text{PbNO}_3$  0.350M e  $8.21 \times 10^{-2}$  L di  $\text{NaCl}$  0.700M. Sapendo che la solubilità di  $\text{PbCl}_2$  è di 4.42 g/L, calcolare quanti g di  $\text{PbCl}_2$  precipitano e le concentrazioni di  $\text{Pb}^{2+}$  e  $\text{Cl}^-$  che rimangono in soluzione (7.13 g;  $\text{Pb}^{2+}$   $1.09 \times 10^{-2}$  M;  $\text{Cl}^-$ :  $3.84 \times 10^{-2}$  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]



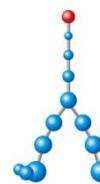
16. Un tampone è stato preparato sciogliendo 0,100 moli dell'acido debole HA ( $K_a = 1,00 \times 10^{-5}$ ) più 0,050 moli della sua base coniugata  $\text{Na}^+\text{A}^-$  in 1,00 L. Trovare il pH. [4,70]
17. Scrivere l'equazione di Henderson-Hasselbalch per una soluzione di acido formico ( $\text{pK}_a = 3,74$ ). 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  $\text{pK}_b$  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  $\text{HNO}_3$  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 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  $\text{HClO}_4$  1,07 M.  
c) Quanti millilitri di  $\text{HClO}_4$  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 ( $\text{Na}_2\text{P}$ , 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  $\text{NaHCO}_3$  (PM = 84,007) devono essere aggiunti a 4,00 g di  $\text{K}_2\text{CO}_3$  (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  $\text{HNO}_3$  0,320 M dovrebbero essere aggiunti a 4,00 g di  $\text{K}_2\text{CO}_3$  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:  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (PM = 98,00; 85% p/p; d = 1,685);  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  (PM = 119,98);  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  (PM = 141,96);  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  (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  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  e 2,16 g di  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ]



27. a) Due dei seguenti composti dovrebbero essere mescolati tra loro per ottenere un tampone a pH 2,20:  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (PM = 98,00; 85% p/p; d = 1,685);  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  (PM = 119,98);  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  (PM = 141,96);  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  (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  $\text{H}_3\text{PO}_4$  e 3,18 g di  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ]
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  $\text{H}_2\text{A}$  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  $pK_2 = 8,00$

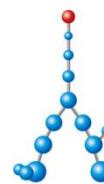
- a) A quale pH si ha  $[H_2A] = [HA^-]$ ?
- b) Qual è la specie principale a pH 2,00?
- c) A quale pH si ha  $[HA^-] = [A^{2-}]$ ?
- d) Qual è la specie principale a pH 6,00?
- e) Qual è la specie principale a pH 10,00?

32. a) Calcolare il pH di una soluzione che è 0,200 M in  $NH_3$  e 0,300 M in  $NH_4Cl$ .

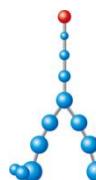
$$(K_a = 5,70 \times 10^{-10})$$

- 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.

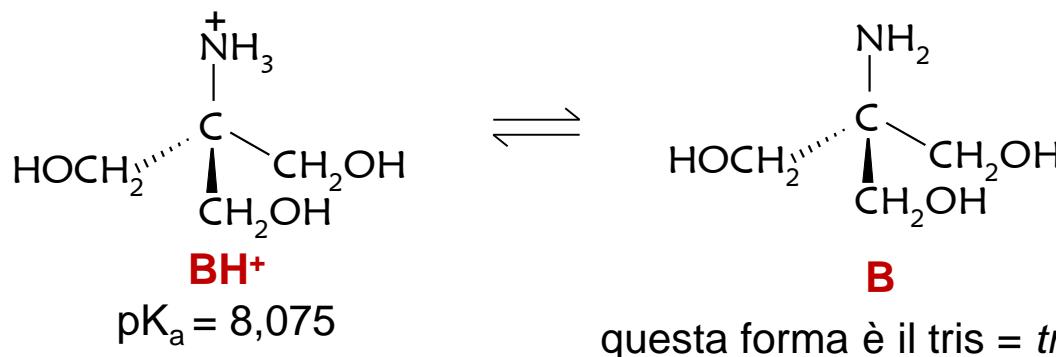
[a) 9,07; b) +0,05; c) -0,04]



33. Calcolare la solubilità molare di CuS in una soluzione in cui la concentrazione di  $[H_3O^+]$  sia mantenuta costante a (a)  $2,0 \times 10^{-1}$  M; (b)  $2,0 \times 10^{-4}$  M (per CuS  $K_{ps} = 8 \times 10^{-37}$ ; per H<sub>2</sub>S  $K_1 = 9,6 \times 10^{-8}$ ,  $K_2 = 1,3 \times 10^{-14}$ ). [(a)  $5,1 \times 10^{-9}$  M; (b)  $5,1 \times 10^{-12}$  M]
34. Calcolare la solubilità molare di PbCO<sub>3</sub> in una soluzione tamponata a pH 7,00 (per PbCO<sub>3</sub>  $K_{ps} = 7,4 \times 10^{-14}$ ; per H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>  $K_1 = 4,45 \times 10^{-7}$ ,  $K_2 = 4,69 \times 10^{-11}$ ). [ $1,4 \times 10^{-5}$  M]
35. NaOH diluito viene introdotto in una soluzione 0,050 M in Cu<sup>2+</sup> e 0,040 M in Mn<sup>2+</sup>.
- Quale idrossido precipita prima?
  - Che concentrazione di OH<sup>-</sup> 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 Cu(OH)<sub>2</sub>  $K_{ps} = 4,8 \times 10^{-20}$ ; per Mn(OH)<sub>2</sub>  $K_{ps} = 2,0 \times 10^{-13}$ ) [a) per Cu(OH)<sub>2</sub>; b)  $9,8 \times 10^{-10}$  M; c)  $9,6 \times 10^{-9}$  M]
36. Lo ione Ag<sup>+</sup> viene considerato un reattivo per separare I<sup>-</sup> da SCN<sup>-</sup> in una soluzione che sia 0,060 M in KI e 0,070 M in NaSCN.
- Che concentrazione di Ag<sup>+</sup> è necessaria per abbassare la concentrazione di I<sup>-</sup> a  $1,0 \times 10^{-6}$  M?
  - Qual è la concentrazione di Ag<sup>+</sup> in soluzione quando inizia a precipitare AgSCN?
  - Qual è il rapporto tra SCN<sup>-</sup> ed I<sup>-</sup> quando AgSCN comincia a precipitare? (per AgI  $K_{ps} = 8,3 \times 10^{-17}$ ; per AgSCN  $K_{ps} = 1,1 \times 10^{-12}$ )
  - Qual è il rapporto tra SCN<sup>-</sup> ed I<sup>-</sup> quando la concentrazione di Ag<sup>+</sup> è  $1,0 \times 10^{-3}$  M?  
[(a)  $8,3 \times 10^{-11}$  M; (b)  $1,6 \times 10^{-11}$  M; c)  $1,3 \times 10^4$  M; d)  $1,3 \times 10^4$  M]

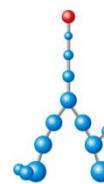


37. NaOCl è stato sciolto in una soluzione tamponata a pH = 6,20. Trovare il rapporto  $[OCl^-]/[HOCl]$  in questa soluzione. ( $pK_a = 7,53$ ) [0,047]
38. Trovare il pH di una soluzione preparata sciogliendo 12,43 g di "tris" ( $PM = 121,135$ ) + 4,67 g di cloridrato di tris ( $PM = 157,596$ ) in 1,00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



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  $\Delta\text{pH}$  che avviene in ognuna delle soluzioni elencate come risultato di una diluizione di 10 volte con acqua :

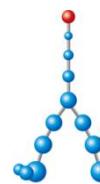
- a.  $\text{H}_2\text{O}$
- b.  $\text{HCl}$  0,0500 M
- c.  $\text{NaOH}$  0,0500 M
- d.  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,0500 M ( $K_1 = 1,80 \times 10^{-5}$ )
- e.  $\text{CH}_3\text{COONa}$  0,0500 M
- f.  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,0500 M +  $\text{CH}_3\text{COONa}$  0,0500 M
- g.  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,500 M +  $\text{CH}_3\text{COONa}$  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 pH = 9,00?

- $\text{NH}_3$  ( $K_b = 1,75 \times 10^{-5}$ )
- $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  (anilina,  $K_b = 3,99 \times 10^{-10}$ )
- $\text{H}_2\text{NNH}_2$  (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  $H_3PO_4$   $pK_1 = 2,148$ ;  $pK_2 = 7,199$ ;  $pK_3 = 12,15$ )  $[9,55 \times 10^{-3} \text{ M}]$
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 ( $K_2P$ ). ( $pK_1 = 2,95$ ;  $pK_2 = 5,408$ )  $[1,32 \times 10^{-6} \text{ M}]$
46. Qual è il pH di un tampone formato mescolando 50,0 mL di  $NaH_2PO_4$  0,200 M con:
- 50,0 ml di HCL 0,120 M
  - 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]