

Esercizi

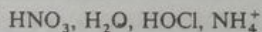
Quando il numero dell'esercizio è stampato in colore, la risposta viene riportata in fondo al testo.

Natura di acidi e basi

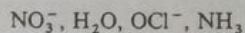
1. Classificare ciascuna delle seguenti sostanze come acido forte, acido debole, base forte o base debole in soluzione acquosa:

- | | |
|-----------------------------|--|
| a. HNO_2 | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{HC}-\text{OH} \end{array}$ |
| b. H_3PO_4 | |
| c. CH_3NH_2 | g. $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ |
| d. NaOH | h. H_2SO_4 |
| e. NH_3 | |
| f. HF | |

2. Usate la tabella 14.2 per ordinare i seguenti acidi dal più forte al più debole:



3. Usate la tabella 14.2 per ordinare le seguenti basi dalla più forte alla più debole:



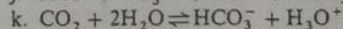
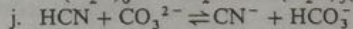
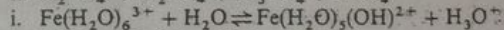
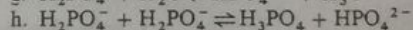
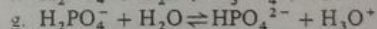
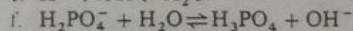
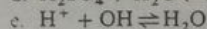
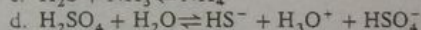
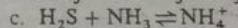
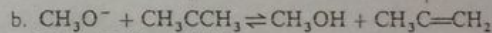
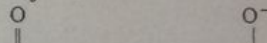
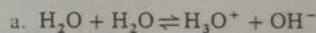
4. Potete aver bisogno della tabella 14.2 per rispondere a queste domande:

- Qual'è l'acido più forte, HI o H_2O ?
- Qual'è l'acido più forte, H_2O o HClO_2 ?
- Qual'è l'acido più forte, HF o HCN ?

5. Potete aver bisogno della tabella 14.2 per rispondere a queste domande:

- Qual'è la base più forte, I^- o H_2O ?
- Qual'è la base più forte, H_2O o ClO_2^- ?
- Qual'è la base più forte, F^- o CN^- ?

6. Per ciascuna delle seguenti reazioni, identificare l'acido, la base, la base coniugata e l'acido coniugato:



7. Scrivere la reazione di dissociazione e la corrispondente espressione di equilibrio per ciascuno dei seguenti acidi in acqua:

- H_3PO_4
- H_2PO_4^-
- HPO_4^{2-}
- HNO_2
- $\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6^{4+}$
- HCN
- acido acetico, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$)
- fenolo, $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$
- acido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$
- glicina, $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CO}_2\text{H}$

8. Scrivere la reazione e la corrispondente espressione di equilibrio K_b per ciascuna delle seguenti sostanze che agiscono da basi:

- | | |
|------------------------------|---|
| a. PO_4^{3-} | f. piridina, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ |
| b. HPO_4^{2-} | g. glicina, $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CO}_2\text{H}$ |
| c. H_2PO_4^- | h. etilammina, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ |
| d. NH_3 | i. anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ |
| e. CN^- | j. dimetilammina, $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ |

9. Definire ciascuna delle seguenti sostanze usando il modello

Arrhenius:

- a. acido forte c. acido debole
b. base forte d. base debole

11. Lo ione idruro (H^-) e lo ione metossido (CH_3O^-) hanno affinità molto più grande per H^+ di quanto non abbia lo ione OH^- . Scrivere l'equazione della reazione che avviene quando NaH e $NaOCH_3$ vengono disciolti in acqua.

12. Scrivere le equazioni bilanciate che descrivono le seguenti reazioni:
a. la dissociazione dell'acido perclorico in acqua
b. la dissociazione dell'acido propanoico, $CH_3CH_2CO_2H$, in acqua
c. la reazione tra acido acetico e idrossido di sodio
d. la dissociazione dello ione ammonio in acqua.

Autoionizzazione dell'acqua e scala di pH

13. Dare le condizioni per soluzioni neutre a $25^\circ C$, in termini di $[H^+]$, pH e relazione tra $[H^+]$ e $[OH^-]$.

15. Calcolare il pH di ciascuna soluzione:

- a. $[H^+] = 1,4 \times 10^{-3} M$ e. $[OH^-] = 8 \times 10^{-11} M$
b. $[H^+] = 2,5 \times 10^{-10} M$ f. $[OH^-] = 5,0 M$
c. $[H^+] = 6,1 M$ g. $pOH = 10,5$
d. $[OH^-] = 3,5 \times 10^{-2} M$ h. $pOH = 2,3$

16. Calcolare $[H^+]$ ed $[OH^-]$ per ciascuna soluzione:

- a. $pH = 7,41$ (il normale pH del sangue)
b. $pH = 15,3$
c. $pH = -1,0$
d. $pH = 3,2$
e. $pOH = 5,00$
f. $pOH = 9,6$

Soluzioni di acidi

18. Quali sono le specie maggiori presenti in soluzioni $0,250 M$ di ciascuno dei seguenti acidi?

- a. HCl e. HNO_2
b. HBr f. CH_3CO_2H ($HC_2H_3O_2$)
c. $HClO_4$ g. NH_4Cl
d. HNO_3 h. HCN

19. Calcolare il pH di ciascuna delle seguenti soluzioni di acidi forti in acqua.

- a. HCl $0,1 M$ i. HCl $3,0 \times 10^{-5} M$
b. HNO_3 $0,1 M$ e. HNO_3 $2,0 \times 10^{-2} M$
c. $HClO_4$ $0,1 M$ f. HNO_3 $4,0 M$

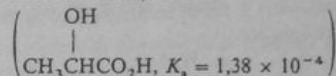
20. Calcolate il pH di una soluzione $1,0 \times 10^{-12} M$ di HCl in acqua. Prima di verificare la vostra risposta, decidete se ha senso oppure no.

21. Una soluzione viene preparata aggiungendo $50,0 ml$ di acido cloridrico concentrato e $20,0 ml$ di acido nitrico concentrato a $300 ml$ di acqua. Viene aggiunta acqua fino a che il volume finale raggiunge i $500 ml$. Calcolare $[H^+]$, $[OH^-]$ e il pH di questa soluzione. (V. es. 10 nel cap. 11 per la composizione dei reagenti concentrati).

22. Usando i valori K_a della tabella 14.2, calcolate il pH della soluzione dell'esercizio 18.

23. Usando i valori di K_a dati nella tabella 14.2, calcolate le concentrazioni di tutte le specie presenti e il pH per ciascuna delle seguenti soluzioni:

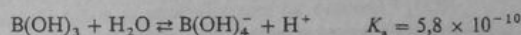
- a. $HC_2H_3O_2$ $0,20 M$
b. HNO_2 $1,5 M$
c. HF $0,020 M$
d. acido lattico $0,83 M$



24. L'acido formico (HCO_2H) è secreto dalle formiche. Calcolate $[H^+]$ di una soluzione di acido formico $0,025 M$ ($K_a = 1,8 \times 10^{-4}$).

25. Calcolare il pH di una soluzione $0,50 M$ di acido iodico (HIO_3 , $K_a = 0,17$).

26. L'acido bórico (H_3BO_3) è comunemente usato in soluzione nei laboratori chimici per il lavaggio degli occhi venuti a contatto con delle basi. Esso reagisce da acido monoprotico, ma la reazione di dissociazione è leggermente differente da quella di altri acidi:



Calcolare il pH di una soluzione $0,50 M$ di acido bórico.

27. Una soluzione viene preparata sciogliendo $0,56$ grammi di acido benzoico ($C_6H_5CO_2H$, $K_a = 6,4 \times 10^{-5}$) in acqua sufficiente a preparare $1,0 l$ di soluzione. Calcolare $[C_6H_5CO_2H]$, $[C_6H_5CO_2^-]$, $[H^+]$, $[OH^-]$ e il pH in questa soluzione.

28.

29. Una soluzione del volume di $250,0 ml$ viene preparata diluendo $20,0 ml$ di acido acetico glaciale con acqua. Calcolate $[H^+]$ e il pH di questa soluzione. Assumete che l'acido acetico glaciale sia acido acetico liquido puro, con una densità $1,05 g/cm^3$.

30. Calcolate il pH di ciascuna delle seguenti soluzioni:

- a. una soluzione contenente HCl $0,10 M$ e $HOCl$ $0,10 M$
b. una soluzione contenente HNO_3 $0,050 M$ e $HC_2H_3O_2$ $0,50 M$.

31. Una soluzione viene preparata aggiungendo $50,0 ml$ di HCl $0,050 M$ a $150,0 ml$ di HNO_3 $0,10 M$. Calcolate le concentrazioni di tutte le specie in questa soluzione.

32. Calcolare il pH di una soluzione di H_2SO_4 $0,0010 M$.

38. Il pH di una soluzione di acido ipobromoso (HOBr, ma di solito scritto HBrO) 0,063 M è 4,95. Calcolare K_a .
39. L'acido tricloroacetico ($\text{CCl}_3\text{CO}_2\text{H}$) è un acido corrosivo che viene usato per precipitare proteine. Il pH di una soluzione 0,050 M di acido tricloroacetico è 1,4. Calcolare K_a .
40. Usando i valori di K_a della tabella 14.4, e soltanto il primo stadio di dissociazione, calcolare il pH di soluzioni 0,10 M di ciascuno dei seguenti acidi poliprotici:
- a. H_3PO_4 b. H_3AsO_4 c. H_2CO_3
41. Calcolare $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$, $[\text{H}_3\text{PO}_4]$, $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$, $[\text{HPO}_4^{2-}]$ e $[\text{PO}_4^{3-}]$ di una soluzione di H_3PO_4 0,100 M.

Soluzioni di basi

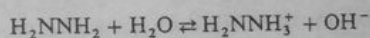
42. Usate la tabella 14.3 per aiutarvi ad ordinare, dalla più forte alla più debole, le seguenti basi:
- NO_3^- , H_2O , NH_3 , CH_3NH_2
44. Usate la tabella 14.3 per aiutarvi ad ordinare, dal più forte al più debole, i seguenti acidi:
- HNO_3 , H_2O , NH_4^+ , CH_3NH_3^+
45. Usate la tabella 14.3 per aiutarvi a rispondere alle seguenti domande:
- a. Qual'è la base più forte, NO_3^- o NH_3 ?
 b. Qual'è la base più forte, H_2O o NH_3 ?
 c. Qual'è la base più forte, OH^- o NH_3 ?
 d. Qual'è la base più forte, NH_3 o CH_3NH_2 ?
46. Usate la tabella 14.3 per aiutarvi a rispondere alle seguenti domande:
- a. Qual'è l'acido più forte, HNO_3 o NH_4^+ ?
 b. Qual'è l'acido più forte, H_2O o NH_4^+ ?
 c. Qual'è l'acido più forte, NH_4^+ o CH_3NH_3^+ ?
47. L'idrossido di Tallio(I) è una base forte usata nella sintesi di alcuni composti organici. Calcolare il pH di una soluzione contenente 2,48 g di TIOH per litro.
48. Calcolare $[\text{OH}^-]$, pOH e pH per ciascuna delle seguenti soluzioni:

- a. NaOH 0,25 M
 b. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,00040 M
 c. una soluzione contenente 25 g di KOH per litro.
 d. una soluzione contenente 150,0 g di NaOH per litro.

50. Quali sono le specie maggiori presenti in una soluzione 0,150 M di ciascuna delle seguenti basi?
- a. KOH d. piridina
 b. CsOH e. metilammina
 c. NH_3
51. Usando i dati della tabella 14.3, calcolate il pH di ciascuna delle soluzioni dell'esercizio 50.
52. Calcolate $[\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+]$ e il pH di soluzioni 0,200 M di ciascuna delle seguenti ammine (i valori di K_b mancanti si trovano nella tab. 14.3):
- a. etilammina
 b. dietilammina, $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$, $K_b = 1,3 \times 10^{-3}$
 c. trietilammina, $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$, $K_b = 4,0 \times 10^{-4}$
 d. anilina
 e. piridina
 f. idrossilammina, HONH_2 , $K_b = 1,1 \times 10^{-8}$

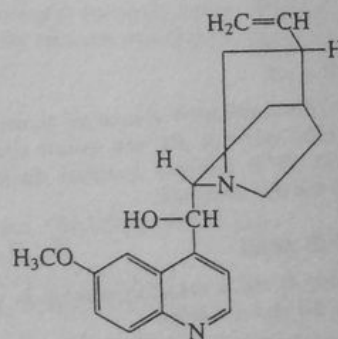
54. La codeina è un derivato della morfina e viene usata come analgesico, narcotico o antitosse. Una volta veniva ampiamente usata in sciroppi antitosse, ma ora è disponibile soltanto con prescrizione medica perché porta ad assuefazione. La formula della codeina è $\text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{NO}_3$ e il $\text{p}K_b$ è 6,05. Calcolare il pH di 10,0 ml di una soluzione contenente 5,0 mg di codeina.

56. Per la reazione dell'idrazina (N_2H_4) in acqua

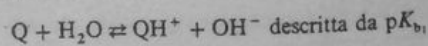


K_b è $3,0 \times 10^{-6}$. Calcolare il pH di una soluzione 2,0 M di idrazina in acqua.

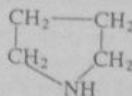
57. Il chinino ($\text{C}_{10}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2$) è il più importante alcaloide derivato dalla corteccia di china. Viene usato come farmaco antimalarico.



Per il chinino, $\text{p}K_{b1} = 5,1$ e $\text{p}K_{b2} = 9,7$. (Ricordarsi che $\text{p}K_b = -\log K_b$). Un grammo di chinino si scioglie in 1900,0 ml di acqua. Calcolare il pH di una soluzione acquosa satura di chinino. Considerare soltanto la reazione



58. Il pH di una soluzione 0,016 M di p-toluidina ($\text{CH}_3\text{C}_6\text{H}_4\text{NH}_2$) in acqua è 8,60. Calcolare K_b .
59. Il pH di una soluzione $1,00 \times 10^{-3}$ M di pirrolidina è 10,82. Calcolare K_b .



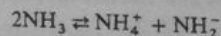
formula di struttura della pirrolidina

Proprietà acido-base dei sali

60. Derivare una espressione per la reazione tra pK_a e pK_b per una coppia coniugata acido-base. (Ricordare che $pK = -\log K$).
61. Le soluzioni dei seguenti sali sono acide, basiche o neutre? Per quelle che non sono neutre, scrivere le equazioni chimiche bilanciate per le reazioni che comportano soluzioni acide o basiche. I valori rilevanti di K_a e K_b si trovano nelle tabelle 14.2 e 14.4.
- | | |
|-----------------------------|--|
| a. KCl | e. NH_4NO_2 |
| f. NaNO_3 | f. NaHCO_3 |
| g. NaNO_2 | g. $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$ |
| h. NH_4NO_3 | h. NaF |
62. Calcolare il pH di ciascuna delle seguenti soluzioni:
- $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ 0,10 M
 - NaCN 0,050 M
 - Na_2CO_3 0,20 M (Considerare soltanto la reazione $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$)
 - NaNO_2 0,12 M
 - NaCl 0,45 M
63. Disporre le seguenti soluzioni 0,1 M in ordine dalla più acida alla più basica:
- KOH, KBr, KCN, NH_4Br , NH_4CN , HCN
64. Disporre le seguenti soluzioni 0,10 M in ordine dalla più acida alla più basica:
- H_2O , KNO_2 , HNO_3 , HNO_2 , NH_4NO_3 , NH_4NO_2
65. Una soluzione acquosa di NaHSO_4 è acida, basica o neutra? Quale reazione avviene con acqua? Se si aggiunge Na_2CO_3 solido ad una soluzione di NaHSO_4 , che reazione può avvenire tra gli ioni CO_3^{2-} e HSO_4^- ?
66. La sodio azide (NaN_3) è a volte aggiunta all'acqua come battericida. Calcolare la concentrazione di tutte le specie in una soluzione 0,010 M di NaN_3 . Il valore di K_a per l'acido azotidrico (HN_3) è $1,9 \times 10^{-5}$.
67. Dato che il valore di K_a per l'acido acetico è $1,8 \times 10^{-5}$ e che il valore K_b per l'acido ipocloroso è $3,0 \times 10^{-8}$, qual'è la base più forte, OCl^- o $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$?

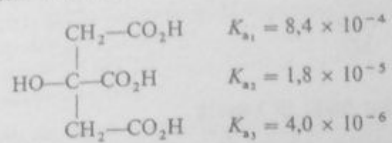
Altri esercizi

82. L'ammoniaca liquida è a volte usata come solvente in reazioni chimiche. Essa dà luogo alla reazione di autoionizzazione

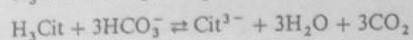
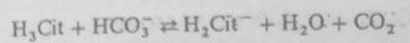


- Quali specie corrispondono ad H^+ ed OH^- nella ammoniaca liquida?
- Qual'è la condizione perché una soluzione, in ammoniaca liquida, sia neutra?

83. L'*Alka Seltzer* impiega la reazione tra l'acido citrico ed il bicarbonato di sodio per produrre la sua effervescenza ($\text{CO}_2(g)$). La struttura dell'acido citrico ed i valori delle costanti di dissociazione acida sono:



Calcolare il valore della costante di equilibrio per ciascuna delle seguenti reazioni (abbreviamo l'acido citrico come H_3Cit), usando i valori di K_a dell'acido citrico e dell'acido carbonico:



Suggerimento: Quando le reazioni sono sommate, le costanti di equilibrio corrispondenti sono moltiplicate.

94. Facendo uso dell'assunzione che ordinariamente viene posta nel calcolare il pH di una soluzione acquosa di un acido debole, calcolate il pH di una soluzione $1,0 \times 10^{-6} M$ di acido ipobromoso (HBrO , $K_a = 2 \times 10^{-9}$). Cosa c'è di sbagliato nella vostra risposta? Perché è sbagliato? Senza tentare di risolvere il problema, dite cosa deve essere incluso per risolvere correttamente il problema.

Soluzioni degli Esercizi

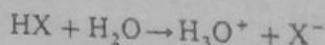
Capitolo 14

1. (a) Acido debole. (b) Acido debole. (c) Base debole. (d) Base forte.
 (e) Base debole. (f) Acido debole. 2. $\text{HNO}_3 > \text{HOCl} > \text{NH}_4^+ > \text{H}_2\text{O}$.
 4. (a) HI. (b) HClO_2 . (c) HF.

6.

acido	base	base coniugata dell'acido	acido coniugato della base
(a) H_2O	H_2O	OH^-	H_3O^+
(b) CH_3COCH_3	CH_3O^-	$\text{CH}_3\text{COCH}_2^-$	CH_3OH
(c) H_2S	NH_3	HS^-	NH_4^+
(d) H_2SO_4	H_2O	HSO_4^-	H_3O^+
(e) H^+	OH^-	H_2O	H_2O
(f) H_2O	H_2PO_4^-	OH^-	H_3PO_4
(g) H_2PO_4^-	H_2O	HPO_4^{2-}	H_3O^+

7. (a) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$, $K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}$; (b) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$, $K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$; (c) $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$, $K_{a3} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$;
 (d) $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$, $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$;
 (e) $\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6^{4+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{3+} + \text{H}_3\text{O}^+$, $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{3+}]}{[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6^{4+}]}$; (f) $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$, $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$ 8. (a) $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$, $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{PO}_4^{3-}]}$;
 (b) $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$, $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$; (c) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$, $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{PO}_4]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$; (d) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$; (e) $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HCN}$, $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]}$; (f) $\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$, $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+]}{[\text{C}_5\text{H}_5\text{N}]}$ 9. (a) Un acido forte è dissociato per il 100%, in acqua (b) Una base forte è dissociata per il 100%, in acqua. (c) Un acido debole è dissociato molto meno del 100%, in acqua. (d) Una base debole è una base in cui soltanto una piccola percentuale di molecole, in acqua, produce OH^- . 11. Se noi aggiungessimo un acido HX più forte di H_3O^+ , allora la reazione



23, 25.

ml titolante aggiunto	esercizio 23	pH	esercizio 25
0	2.43		9.12
4	3.14		5.95
8	3.53		5.56
12.5	3.86		5.23
20.	4.46		4.63
24	5.24		3.85
24.5	5.55		3.54
24.9	6.26		—
25.0	8.27		3.27
25.1	10.30		—
26	11.30		2.71
28	11.80		2.25
30.	12.00		2.04

27. Utilizzando l'equazione

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acido}]}$$

ed essendo a metà titolazione

$$[\text{base}] = [\text{acido}]$$

si ha $\text{pH} = \text{p}K_a + \log 1 = \text{p}K_a$.

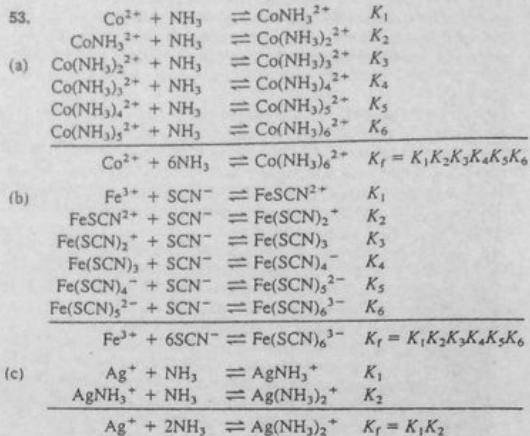
29. (a) 3,11; (b) 9,97. 30. Il pH è poco meno di 1. 32. (a) Giallo. (b) Giallo. (c) Blu. (d) Blu-verde. 35. Al punto equivalente le moli di H^+ sono uguali alle moli di base; al punto finale si ha il viraggio dell'indicatore: questo va scelto in modo che il pH del punto equivalente sia compreso nell'intervallo di viraggio. Non è necessario che i due punti differiscano di solo 0,01 unità di pH, perché al punto equivalente si ha una grande variazione di pH.

36. Le due forme di un indicatore hanno colori diversi; per osservare un solo colore, una forma deve essere presente in eccesso rispetto all'altra. Il passaggio da

$$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}]} = 10 \quad \text{a} \quad \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}]} = 0,1$$

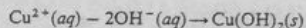
richiede una variazione di pH di 2 unità.

37. Esercizio 23, fenoltaleina; esercizio 25, metilarancio. 40. (a) $\text{Ag}_2\text{H}_3\text{O}_2(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(aq)$, $K_{p1} = [\text{Ag}^+][\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]$. (b) $\text{MnS}(s) \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}(aq) + \text{S}^{2-}(aq)$, $K_{p1} = [\text{Mn}^{2+}][\text{S}^{2-}]$. (c) $\text{Al}(\text{OH})_3(s) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(aq) + 3\text{OH}^-(aq)$, $K_{p1} = [\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3$. (d) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(s) \rightleftharpoons 3\text{Ca}^{2+}(aq) + 2\text{PO}_4^{3-}(aq)$, $K_{p1} = [\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2$. (e) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{OH})(s) \rightleftharpoons 3\text{Ca}^{2+}(aq) + 3\text{PO}_4^{3-}(aq) + \text{OH}^-(aq)$, $K_{p1} = [\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^3[\text{OH}^-]$. 41. (a) $2,3 \times 10^{-9}$. (b) $3,92 \times 10^{-5}$. (c) $8,19 \times 10^{-19}$. (d) $2,10 \times 10^{-7}$. 42. (a) 2×10^{-11} mol/l ($[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7}$ M); 2×10^{-9} g/l; (b) $7,32 \times 10^{-4}$ mol/l; 0,286 g/l. (c) $7,8 \times 10^{-3}$ mol/l; 1,1 g/l. (d) $9,3 \times 10^{-5}$ mol/l; $9,3 \times 10^{-3}$ g/l. (e) 7×10^{-5} mol/l; 9×10^{-3} g/l. (f) $6,6 \times 10^{-7}$ mol/l; $3,1 \times 10^{-4}$. 43. Quando nei due sali il numero di ioni è il medesimo. 44. (a) 4×10^{-17} mol/l. (b) 4×10^{-11} mol/l. (c) 4×10^{-29} mol/l. 45. $\text{Al}(\text{OH})_3$, CaCO_3 , $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4$, Ag_2CO_3 e Cu_2S . CaSO_4 e SrSO_4 sono leggermente più solubili in ambiente acido ma, essendo la K_s di SO_4^{2-} soltanto 10^{-12} , l'effetto degli acidi su questi sali non è così marcato. 46. $2,7 \times 10^{-5}$ mol/l; l'aggiunta di acidi fa aumentare la solubilità perché sia il fosfato che l'idrossido reagiscono con H^+ . 6×10^{-8} mol/l; l'aggiunta di fluoruri provoca la trasformazione dell'idrossiapatite nella meno solubile fluoroapatite, rendendo lo smalto dei denti meno suscettibile di carie. 48. NiS, MnS, CuS e HgS precipitano a pH 10; CuS e HgS a pH 0,5. 49. (a) $\text{NaCl}(aq)$, $\text{NH}_3(aq)$, $\text{H}_2\text{S}(aq)$. (b) $\text{NaCl}(aq)$, $\text{H}_2\text{SO}_4(aq)$, $\text{H}_2\text{S}(aq)$ (basi). 50. In ambiente basico. 51. $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Cl}^-] = 0,010$ M; $[\text{NO}_3^-] = 0,02$ M; $[\text{Na}^+] = 0,010$ M.

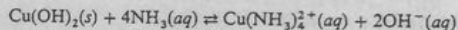


54. $6,2 \times 10^5$.

55. Una soluzione di ammoniaca è basica; inizialmente avviene la reazione



Con l'aumentare della concentrazione di NH_3 , si forma lo ione complesso $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ per lo spostamento a destra dell'equilibrio:



56. $[\text{Hg}^{2+}] = 3,3 \times 10^{-32}$ mol/l. 59. Non si forma precipitato. 60. (a) pH = 9,24. (b) 9,30. 62. 4,8 g di acido cacodilico e 14,4 g (con il corretto numero di cifre significative: 14 g) di cacodilato di sodio. 63. (a) fluoruro di potassio + HCl. (b) Acido benzoico + NaOH. (c) Acetato di sodio + acido acetico. (d) $(\text{CH}_3)_2\text{AsO}_2\text{Na} + \text{HCl}$. (e) Cloruro di ammonio + NaOH. 65. 99,7%. Blu di bromatimolo. 66. È molto più facile determinare accuratamente il punto finale della titolazione. 68. $[\text{Cr}^{3+}] = 2 \times 10^{-37}$ M. 70. $[\text{Fe}^{3+}] = 2 \times 10^{-18}$ M; nel siero il livello più basso è 1×10^{-5} M, molto più grande di quello calcolato dal prodotto di solubilità di $\text{Fe}(\text{OH})_3$, per cui devono essere presenti degli agenti complessanti che aumentano la solubilità. 71. $1,6 \times 10^{-6}$. 75. $K_{ps} = 6,4 \times 10^{-9} = [\text{Mg}^{2+}][\text{F}^-]^2 = (0,00375 - y)(0,0625 - 2y)^2$. Questa è un'equazione cubica che non può essere semplificata dato il valore abbastanza elevato di y .