

Concetti chiave

- Classificare una specie come acido o base di Brønsted-Lowry e dare una spiegazione mediante un'equazione ionica netta. (Esempi 13.1, 13.4, 13.10; Problemi 1-12)
- Dato $[H^+]$, $[OH^-]$ pH o pOH, calcolare le altre tre quantità. (Esempio 13.2, 13.3; Problemi 13-32)
- Dato il pH e la concentrazione iniziale di una soluzione di un acido debole, calcolare K_a . (Esempio 13.5; Problemi 43-48)
- Data la K_a di un acido debole e la sua concentrazione iniziale, calcolare $[H^+]$. (Esempi 13.7-13.9; Problemi 49-56)
- Data la K_b di una base debole e la sua concentrazione iniziale, calcolare $[OH^-]$. (Esempio 13.11; Problemi 71-76)
- Data la K_a di un acido debole, calcolare la K_b della sua base coniugata (o viceversa). (Problemi 69, 70, 73, 74)
- Stabilire se una data soluzione salina è acida, basica o neutra. (Esempio 13.12; Problemi 77-84)

Equazioni chiave

Ionizzazione dell'acqua pH, pOH	$K_W = [H^+] \times [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ a 25 °C (Sezione 13.2)
	$pH = -\log_{10}[H^+]$ $pOH = -\log_{10}[OH^-]$ (Sezione 13.3)
Espressioni di K_a , K_b	$K_a = \frac{[H^+] \times [B^-]}{[HB]}$ $pK_a = -\log_{10}K_a$ (Sezione 13.4)
	$K_b = \frac{[OH^-] \times [HB]}{[B^-]}$ $pK_b = -\log_{10}K_b$ (Sezione 13.5)
	$K_a \times K_b = K_W$ (Sezione 13.5)
% di ionizzazione (acido debole)	% di ionizzazione = $\frac{[H^+]_{aq}}{[HB]_0} \times 100\%$ (Sezione 13.4)

Termini chiave

acido	base	pH
- Brønsted-Lowry	- Brønsted-Lowry	pK_a
- coniugato	- coniugata	pK_b
- poliprotico	costante del prodotto ionico	pOH
acqua	costante di equilibrio acida	sale
	costante di equilibrio basica	soluzione neutra

Problema riassuntivo

Considerate soluzioni acquose di idrossido di potassio, formiato di potassio ($KCHO_2$), acido cloridrico e acido ipocloroso.

- Classificate ogni reagente come acido o base, forte o debole.
- Usando il modello di Brønsted-Lowry, scrivete le equazioni che giustificano le vostre risposte al punto (a).
- Scrivete la base coniugata dell'acido debole e l'acido coniugato della base debole.
- Qual è il pH di soluzioni 0.215 M di KOH, $KCHO_2$, HCl e HClO?
- Qual è il valore di K_b della base coniugata di HClO? Qual è il valore di K_a dell'acido coniugato di $KClO_2$?
- Classificate i sali NH_4Cl e $KClO_4$ come acidi, basici o neutri.
- NH_4ClO sarebbe acido, basico o neutro?

Risposte

- HCl—acido forte; KOH—base forte; $KCHO_2$ —base debole; HClO—acido debole
- $HCl(aq) + H_2O \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$
 $KOH(aq) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$
 $CHO_2^-(aq) + H_2O \rightleftharpoons HCHO_2(aq) + OH^-(aq)$
 $HClO(aq) + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + ClO^-(aq)$

- HClO/ ClO^- ; $CHO_2^-/HCHO_2$
- pH della soluzione di HCl = 0.67; pH KOH = 13.33
pH della soluzione di HClO = 4.11; pH della soluzione di $KCHO_2$ = 8.53
- K_b for ClO^- = 3.6×10^{-7} ; K_a for $HCHO_2$ = 1.9×10^{-4}
- NH_4Cl è acido; $KClO_4$ è neutro
- basico.

Quesiti e problemi

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

Modello acido-base di Brønsted-Lowry

- Per ognuna delle seguenti reazioni, indicate le basi e gli acidi di Brønsted-Lowry. Quali sono le coppie acido-base coniugate?
 - $H_3O^+(aq) + CN^-(aq) \rightleftharpoons HCN(aq) + H_2O$
 - $HNO_2(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons NO_2^-(aq) + H_2O$
 - $HCHO_2(aq) + H_2O \rightleftharpoons CHO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$
- Seguite le indicazioni del Quesito 1 per le reazioni che seguono.
 - $CN^-(aq) + H_2O \rightleftharpoons HCN(aq) + OH^-(aq)$
 - $HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + H_2O$
 - $HC_2H_3O_2(aq) + HS^-(aq) \rightleftharpoons C_2H_3O_2^-(aq) + H_2S(aq)$
- Secondo la teoria di Brønsted-Lowry, quali delle seguenti specie pensate che si comportino da acidi? E quali da basi?
 - $C_2H_5NH_3^+$ (b) HClO (c) CN^-
- Secondo la teoria di Brønsted-Lowry, quali delle seguenti specie pensate che si comportino da acidi? E quali da basi?
 - CHO_2^- (b) NH_4^+ (c) HSO_3^-
- Indicate la formula degli acidi coniugati di
 - OH^- (b) HPO_4^{2-} (c) NH_3
 - F^- (e) $Zn(H_2O)_2(OH)_2$
- Indicate la formula delle basi coniugate di
 - HCO_3^- (b) $Cu(H_2O)(OH)_3^-$ (c) HNO₂
 - $(CH_3)_2NH_2$ (e) H_2SO_3
- Scrivere un'equazione bilanciata che mostri come lo ione $H_2PO_4^-$ possa essere un acido di Brønsted-Lowry o una base di Brønsted-Lowry.
- Seguire le istruzioni dell'esercizio 7 per lo ione bicarbonato, HCO_3^- .
- Usando il modello di Brønsted-Lowry, scrivete le equazioni per mostrare perché le seguenti specie si comportano come acidi deboli in acqua.
 - $Ni(H_2O)_5OH^+$ (b) $Al(H_2O)_6^{3+}$
 - H_2S (d) HPO_4^{2-}
 - HClO₂ (f) $Cr(H_2O)_5(OH)^+$
- Seguite le indicazioni del Quesito 9 per le seguenti specie.
 - $Zn(H_2O)_3OH^+$ (b) HSO_4^-
 - HNO₂ (d) $Fe(H_2O)_6^{2+}$
 - $HC_2H_3O_2$ (f) $H_2PO_4^-$
- Usando il modello di Brønsted-Lowry, scrivete un'equazione che mostri perché ognuna delle seguenti specie produce una soluzione acquosa basica.
 - NH_3 (b) NO_2^- (c) $C_6H_5NH_2$
 - CO_3^{2-} (e) F^- (f) HCO_3^-
- Seguite le indicazioni del Quesito 11 per le seguenti specie.
 - $(CH_3)_3N$ (b) PO_4^{3-} (c) HPO_4^{2-}
 - $H_2PO_4^-$ (e) HS^- (f) $C_2H_5NH_2$

$[H^+]$, $[OH^-]$, pH e pOH

- Trovate il pH e il pOH delle soluzioni con la seguente $[H^+]$. Classificate ognuna come acida o basica.
 - 6.0 M (b) 0.33 M
 - 4.6×10^{-8} M (d) 7.2×10^{-14} M

- Trovate il pH e il pOH delle soluzioni con la seguente $[H^+]$. Classificate ognuna come acida o basica.
 - 1.0 M (b) 1.7×10^{-4} M
 - 6.8×10^{-8} M (d) 9.3×10^{-11} M
- Calcolate $[H^+]$ e $[OH^-]$ delle soluzioni con i seguenti pH.
 - 4.0 (b) 8.52 (c) 0.00 (d) 12.60
- Calcolate $[H^+]$ e $[OH^-]$ delle soluzioni con i seguenti pH.
 - 9.0 (b) 3.20 (c) -1.05 (d) 7.46
- Completare la seguente tabella per soluzioni a 25 °C.

	$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH	Acido?
(a)	2.4×10^{-8}				
(b)		1.9×10^{-2}			
(c)			8.62		
(d)				12.22	

18. Completare la seguente tabella per soluzioni a 25 °C.

	$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH	Acido?
(a)				9.32	
(b)			11.95		
(c)		6.8×10^{-9}			
(d)	4.3×10^{-3}				

- La soluzione 1 ha $[H^+] = 1.7 \times 10^{-2}$. La soluzione 2 ha $[H^+] = 4.3 \times 10^{-4}$. Quale soluzione è più acida? Quale ha il pH più alto?
- La soluzione X ha pH = 11.7. La soluzione Y ha $[OH^-] = 4.5 \times 10^{-2}$ M. Quale soluzione è più basica? Quale ha il pOH più alto?
- La soluzione X ha un pH di 4.35. La soluzione Y ha $[OH^-]$ dieci volte più alta di quella della soluzione X. La soluzione Z ha un pH di 4.0 unità più alto di quello della soluzione X.
 - Calcolate il rapporto di $[H^+]$ nelle soluzioni X e Y e nelle soluzioni X e Z.
 - Quali sono i pH delle soluzioni Y e Z?
 - Classificate ciascuna soluzione come acida, basica o neutra.
- La soluzione A ha un pH di 12.32. La soluzione B ha $[H^+]$ tre volte più alta di quella della soluzione A. La soluzione C ha un pH metà di quello della soluzione A.
 - Qual è $[H^+]$ delle tre soluzioni?
 - Quali sono i pH delle soluzioni B e C?
 - Classificate ciascuna soluzione come acida, basica o neutra.
- L'acqua della pioggia incontaminata ha un pH di circa 5.5. È stato osservato che la pioggia acida ha un pH fino a 3.0. Calcolate il rapporto di $[H^+]$ tra la pioggia acida e la pioggia incontaminata.
- Il latte di magnesia ha un pH di 10.5.
 - Calcolate $[H^+]$.
 - Calcolate il rapporto tra la concentrazione $[H^+]$ del succo gastrico, pH 1.5, e quella del latte di magnesia.

25. Trovate $[\text{OH}^-]$ e il pH delle seguenti soluzioni.
- (a) 0.25 g di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ disciolti in una quantità di acqua sufficiente a produrre 0.655 L di soluzione.
- (b) Una soluzione di 3.00 L di KOH è preparata diluendo con acqua 300.0 mL di una soluzione 0.149 M di KOH. Qual è la molarità della soluzione diluita? Che effetto ha sul pH una diluizione di 10 volte?
26. Trovate $[\text{H}^+]$ e il pH delle seguenti soluzioni.
- (a) 1.75 L di una soluzione ($d = 1.00 \text{ g/mL}$) al 37.5% (in massa) di HCl. Qual è il pH di 0.175 L della stessa soluzione?
- (b) Una soluzione costituita da 22 g di HBr disciolti in una quantità di acqua sufficiente a produrre 479 mL di soluzione. Qual è il pH se la stessa massa di HBr viene disciolta in una quantità di acqua sufficiente a produrre 47.9 mL di soluzione?
27. Trovate $[\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+]$, il pH e il pOH delle seguenti soluzioni.
- (a) $\text{Sr}(\text{OH})_2$ 0.27 M
- (b) una soluzione ottenuta sciogliendo 13.6 g di KOH in acqua sufficiente per produrre 2.5 L di soluzione
28. Trovate $[\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+]$, il pH e il pOH delle seguenti soluzioni.
- (a) 45.0 mL di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.0921 M diluiti con tanta acqua da dare 350.0 mL di soluzione
- (b) Una soluzione ottenuta sciogliendo 4.68 g di NaOH in tanta acqua da dare 635 mL di soluzione
29. Qual è il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 5.00 g di HI a 295 mL di una soluzione di HNO_3 0.786 M? Assumete che l'aggiunta di HI non cambi il volume della soluzione risultante.
30. Qual è il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 145 mL di HCl 0.575 M a 493 mL di una soluzione di HNO_3 con un pH di 1.39? Assumete che i volumi siano additivi.
31. Qual è il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 13.00 g di NaOH a 795 mL di una soluzione 0.200 M di $\text{Sr}(\text{OH})_2$? Assumete che il volume totale non cambi per aggiunta di NaOH.
32. Qual è il pH di una soluzione ottenuta mescolando 139 mL di KOH con un pH di 12.66 e 293 mL di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ con un pH di 11.79? Assumete che i volumi siano additivi.

Espressioni di ionizzazione; acidi deboli

33. Scrivete l'equazione di ionizzazione e l'espressione di K_a per ognuno dei seguenti acidi.
- (a) PH_4^+ (b) HS^- (c) HBrO_2
34. Scrivete l'equazione di dissociazione e l'espressione di K_a per ognuno dei seguenti acidi.
- (a) HSO_3^- (b) HPO_4^{2-} (c) HNO_2
35. Calcolate la K_a degli acidi deboli che hanno i seguenti valori di $\text{p}K_a$.
- (a) 3.9 (b) 10.12 (c) 13.07
36. Calcolate il $\text{p}K_a$ degli acidi deboli che hanno i seguenti valori di K_a .
- (a) 1.8×10^{-4} (b) 6.8×10^{-8} (c) 4.9×10^{-11}
37. Considerate questi acidi:

Acido	A	B	C	D
$\text{p}K_a$	3.7	9.2	7.4	1.6

- (a) Disponete gli acidi in ordine di forza decrescente dal più forte al più debole.
- (b) Quale acido ha il valore di K_a più grande?

38. Considerate questi acidi:

Acido	A	B	C	D
K_a	1.6×10^{-3}	9×10^{-4}	2×10^{-6}	3×10^{-4}

- (a) Disponete gli acidi in ordine di forza crescente dal più debole al più forte.
- (b) Quale acido ha il valore di $\text{p}K_a$ più piccolo?

39. Ordinare le seguenti soluzioni in ordine di $[\text{H}^+]$ crescente. (Usare la tabella 13.2)

0.1 M HNO_3 , 0.1 M HNO_2 , 0.1 M $\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$, 0.1 M HClO

40. Ordinare le seguenti soluzioni in ordine di $[\text{H}^+]$ crescente.

0.1 M HBr , 0.1 M HF , 0.1 M HCHO_2 , 0.1 M HCN

41. Ordinare le soluzioni del Quesito 39 in ordine di pH crescente.
42. Ordinare le soluzioni del Quesito 40 in ordine di pH crescente.

Calcoli sull'equilibrio, acidi deboli

43. Il pH di una soluzione 0.129 M di un acido debole HB è 2.34. Quanto vale K_a per questo acido debole?
44. Il pH di una soluzione 2.642 M di un acido debole HB è 5.32. Quanto vale K_a per questo acido debole?
45. L'acido caproico, $\text{HC}_6\text{H}_{11}\text{O}_2$, si trova nell'olio di cocco e viene usato nella produzione di aromi artificiali. Una soluzione viene preparata sciogliendo 0.450 mol di acido caproico in tanta acqua da dare 2.0 L di soluzione. La soluzione ha $[\text{H}^+] = 1.7 \times 10^{-3} \text{ M}$. Qual è la K_a dell'acido caproico?
46. L'acido para-amminobenzoico (PABA), $\text{HC}_7\text{H}_6\text{NO}_2$, viene usato in alcuni protettivi solari. Una soluzione viene preparata sciogliendo 0.263 mol di PABA in tanta acqua da dare 750.0 mL di soluzione. La soluzione ha $[\text{H}^+] = 2.6 \times 10^{-3} \text{ M}$. Qual è la K_a di PABA?
47. L'acido ascorbico, $\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6$, conosciuto anche come vitamina C, è un acido debole; è una vitamina essenziale e un antiossidante. Una soluzione di acido ascorbico viene preparata sciogliendo 2.00 g di acido in una quantità di acqua sufficiente per ottenere 100.0 mL di soluzione. La soluzione risultante ha un pH di 2.54. Qual è la K_a dell'acido ascorbico?
48. L'acido barbiturico, $\text{HC}_4\text{H}_3\text{N}_2\text{O}_3$, è usato per preparare i barbiturici, una classe di farmaci usati come sedativi. 325 mL di una soluzione acquosa di acido barbiturico hanno un pH di 2.34 e contengono 9.00 g di acido. Qual è la K_a dell'acido barbiturico?
49. Quando si scioglie in acqua il cloruro di alluminio, si ottengono gli ioni $\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$ e Cl^- . Usando le K_a della Tabella 13.2, calcolare qual è il pH di una soluzione 1.75 M di AlCl_3 ?
50. Usando i valori di K_a elencati nella Tabella 13.2, calcolate il pH di una soluzione 0.39 M di cloruro d'ammonio.

51. L'acido butirrico, $\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2$, è responsabile dell'odore del burro e del formaggio rancidi. La sua K_a è 1.51×10^{-5} . Calcolate $[\text{H}^+]$ in soluzioni preparate aggiungendo acqua sufficiente alle seguenti quantità per dare 1.30 L di soluzione.

- (a) 0.279 mol
(b) 13.5 g

52. La penicillina (MM = 356 g/mol), un antibiotico spesso usato nel trattamento delle infezioni batteriche, è un acido debole. La sua K_a è 1.7×10^{-3} . Calcolate $[\text{H}^+]$ in soluzioni preparate aggiungendo acqua sufficiente alle seguenti quantità per dare 725 mL di soluzione.

- (a) 0.187 mol
(b) 127 g

53. L'acido urico, $\text{HC}_5\text{H}_3\text{O}_3\text{N}_4$, si può accumulare nelle articolazioni. Questo accumulo provoca intenso dolore e la condizione patologica viene detta *gota*. La K_a dell'acido urico è 5.1×10^{-6} . Per una soluzione 0.894 M di acido urico, calcolate

- (a) $[\text{H}^+]$ (b) $[\text{OH}^-]$
(c) pH (d) la ionizzazione percentuale

54. L'acido barbiturico ($K_a = 1.1 \times 10^{-4}$) viene usato nella produzione di alcuni sedativi. Per una soluzione 0.673 M di acido barbiturico, calcolate

- (a) $[\text{H}^+]$ (b) $[\text{OH}^-]$
(c) pH (d) la ionizzazione percentuale

55. Il fenolo, una volta conosciuto come acido carbolic, $\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}$, è un acido debole; è stato uno dei primi antisettici usati da Lister. La sua K_a è 1.1×10^{-10} . Una soluzione di fenolo viene preparata sciogliendo 14.5 g di fenolo in una quantità di acqua sufficiente a produrre 892 mL di soluzione. Di questa soluzione calcolate

- (a) pH
(b) la % di ionizzazione.

56. L'acido benzoico, ($K_a = 6.6 \times 10^{-5}$), è presente in molte bacche. Calcolate il pH e la % di ionizzazione di 726 mL di una soluzione che contiene 0.288 mol di acido benzoico.

Acidi poliprotici

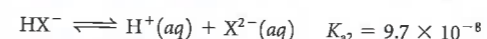
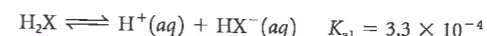
Usate i valori di K_a elencati nella Tabella 13.3 per gli acidi poliprotici.

57. Scrivete l'equazione chimica totale e calcolate la K della completa ionizzazione dell'acido ossalico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

58. Scrivete l'equazione chimica totale e calcolate la K della completa ionizzazione dell'acido fosforico, H_3PO_4 .

59. Si consideri l'acido diprotico H_2A . Per la prima dissociazione di H_2A , $K_{a1} = 2.7 \times 10^{-4}$. Per la seconda dissociazione, $K_{a2} = 8.3 \times 10^{-7}$. Qual è il pH di una soluzione 0.20 M di H_2A ? Stimare $[\text{HA}^-]$ e $[\text{A}^{2-}]$.

60. Si consideri una soluzione 0.33 M di un acido diprotico H_2X .



Calcolare il pH della soluzione e stimare $[\text{HX}^-]$ e $[\text{X}^{2-}]$.

61. L'acido ftalico, $\text{H}_2\text{C}_8\text{H}_4\text{O}_4$, è un acido diprotico, usato per sintetizzare l'indicatore fenolfaleina. $K_{a1} = 0.0012$ e $K_{a2} = 3.9 \times 10^{-6}$. Calcolate il pH di una soluzione 2.9 M di acido ftalico. Stimare $[\text{HC}_8\text{H}_4\text{O}_4^-]$ e $[\text{C}_8\text{H}_4\text{O}_4^{2-}]$.

62. L'acido ascorbico, $\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$, conosciuto anche come vitamina C, è presente in molti agrumi. È un acido diprotico con i seguenti valori di K : $K_{a1} = 7.9 \times 10^{-5}$ e $K_{a2} = 1.6 \times 10^{-12}$. Qual è il pH di una soluzione 0.63 M di acido ascorbico? Stimare $[\text{HC}_6\text{H}_6\text{O}_6^-]$ e $[\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6^{2-}]$.

Espressioni di dissociazione, basi deboli

63. Scrivere la reazione di ionizzazione e la K_b per delle soluzioni acquose 0.1 M delle seguenti basi

- (a) F^- (b) HCO_3^- (c) CN^-

64. Seguire le istruzioni del Quesito 63 per le seguenti basi

- (a) NH_3 (b) HS^- (c) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$

65. Usando le costanti di equilibrio della Tabella 13.2, ordinare le seguenti soluzioni acquose 0.1 M in ordine di K_b crescente

- (a) NO_2^- (b) H_2PO_4^- (c) CO_3^{2-}

66. Seguire le istruzioni del Quesito 65 per le seguenti basi

- (a) SO_3^{2-} (b) CHO_2^- (c) $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$

67. Usando le costanti di dissociazione elencate nella Tabella 13.2, sistemate le seguenti soluzioni acquose 0.1 M in ordine crescente di pH (dal più basso al più alto).

- (a) NaNO_2 (b) HCl
(c) NaF (d) $\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})(\text{NO}_3)$

68. Usando le costanti di dissociazione elencate nella Tabella 13.2, sistemate le seguenti soluzioni acquose 0.1 M in ordine decrescente di pH (dal più alto al più basso).

- (a) KOH (b) NaCN
(c) HCO_3^- (d) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Calcoli sull'equilibrio; basi deboli

69. Trovate il valore di K_b per la base coniugata dei seguenti acidi.
- (a) l'acido picrico, usato nella fabbricazione degli esplosivi; $K_a = 0.16$.
- (b) l'acido tricloroacetico, usato per curare le verruche; $K_a = 0.20$.
70. Trovate il valore di K_a per l'acido coniugato delle seguenti basi.
- (a) piridina, un pesticida; $K_b = 1.5 \times 10^{-9}$
- (b) anilina, un importante intermedio nella preparazione dei coloranti; $K_b = 3.8 \times 10^{-10}$
71. Determinare $[\text{OH}^-]$, pOH e pH di una soluzione 0.28 M di Na_2CO_3 .
72. Determinare $[\text{OH}^-]$, pOH e pH di una soluzione 0.84 M di Na_2SO_3 .
73. La codeina (Cod), un potente antidolorifico, è una base debole.
- (a) Scrivete una reazione che dimostri la sua natura basica in acqua. Rappresentate la molecola di codeina con Cod.
- (b) La K_b del suo acido coniugato è 1.2×10^{-8} . Qual è la K_b della reazione descritta in (a)?
- (c) Qual è il pH di una soluzione 0.0020 M di codeina?
74. Considerate l'acrilato di sodio, $\text{NaC}_3\text{H}_3\text{O}_2$. La K_a dell'acido acrilico (il suo acido coniugato) è 5.5×10^{-5} .
- (a) Scrivete un'equazione bilanciata ionica netta della reazione che rende basiche le soluzioni acquose di acrilato di sodio.
- (b) Calcolate la K_b della reazione in (a).
- (c) Trovate il pH di una soluzione preparata sciogliendo 1.61 g di $\text{NaC}_3\text{H}_3\text{O}_2$ in acqua sufficiente a preparare 835 mL di soluzione.
75. Il pH di una soluzione di ammoniaca per uso domestico è 11.68. Quanti grammi di ammoniaca sono necessari in 1.25 L di soluzione per dare lo stesso pH?
76. Una soluzione di cianuro di sodio (NaCN) ha un pH di 12.10. Quanti grammi di NaCN sono contenuti in 425 mL di una soluzione con lo stesso pH?

Soluzioni saline

77. Scrivete le formule di due sali che
- (a) contengono Ni^{3+} e sono acidi.
- (b) contengono Na^+ e sono basici.
- (c) contengono ClO_4^- e sono neutri.
- (d) contengono NH_4^+ e sono acidi.
78. Scrivete le formule di due sali che
- (a) contengono NH_4^+ e sono basici.
- (b) contengono CO_3^{2-} e sono basici.
- (c) contengono Br^- e sono neutri.
- (d) contengono ClO_4^- e sono acidi.
79. Indicate se le soluzioni 1 M dei seguenti sali in acqua sono acide, basiche o neutre.
- (a) K_2CO_3 (b) NH_4F (c) LiH_2PO_4
(d) NaNO_2 (e) $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$
80. Indicate se le soluzioni 1 M dei seguenti sali in acqua sono acide, basiche o neutre.
- (a) FeCl_3 (b) BaI_2 (c) NH_4NO_2
(d) Na_2HPO_4 (e) K_3PO_4
81. Scrivete le equazioni ioniche nette per spiegare l'acidità o la basicità dei vari sali elencati nel Quesito 79.
82. Scrivete le equazioni ioniche nette per spiegare l'acidità o la basicità dei vari sali elencati nel Quesito 80.
83. Sistemate le seguenti soluzioni acquose 0.1 M in ordine decrescente di pH (dal più alto al più basso).
- $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, HNO_3 , NH_4NO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, NaF
84. Sistemate le seguenti soluzioni acquose 0.1 M in ordine crescente di pH (dal più basso al più alto).
- KOH, KF, KCl, ZnCl_2 , HCl