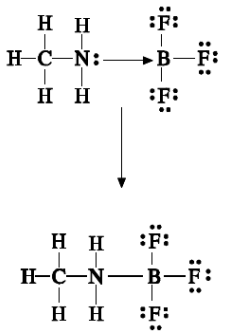
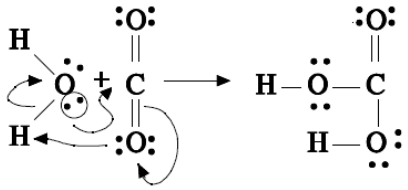
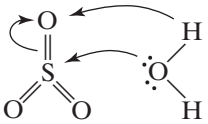
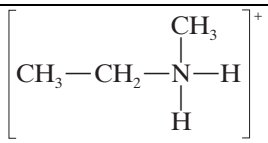
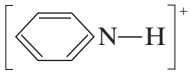
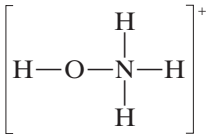
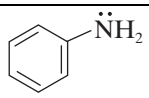
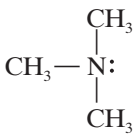
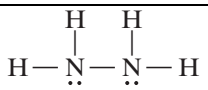
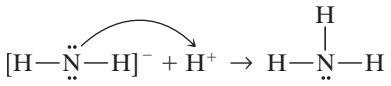
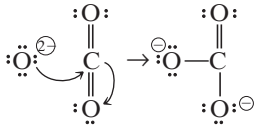
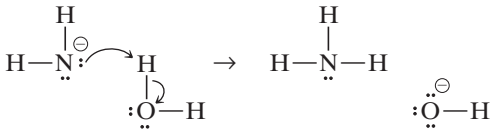
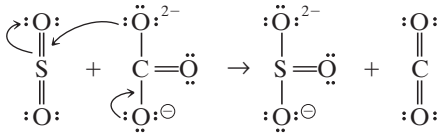
Brady Senese Pignocchino Chimica.blu © Zanichelli 2014
Soluzione degli esercizi – Capitolo 21

Esercizio	Risposta
PAG 487 ES 1	Un acido è un donatore di protoni, una base è un accettore di protoni.
PAG 487 ES 2	$HA + B \leftrightarrow BH^+ + A^-$ acido base acido base Due sostanze che differiscono per un solo protone, HA e A^-, BH^+ e B, costituiscono una coppia coniugata acido-base. L'acido è il membro della coppia che dona il protone; in questo caso, HA e BH^+.
PAG 487 ES 3	No, le due sostanze differiscono per più di un protone.
PAG 487 ES 4	Anfiprotica è la sostanza che può sia cedere sia acquistare un protone. a) $H_2O + NH_3(aq) \leftrightarrow NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$ b) $H_2O + HCl(g) \leftrightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$ In a) l'acqua si comporta da acido, in b) da base.
PAG 487 ES 5	Anfotera è la sostanza che può reagire sia con gli acidi sia con le basi.
PAG 487 ES 6	Le specie anfiprotiche sono H_2O e HSO_4^-. H_3O^+ può solo cedere un protone ed è un acido; NO_3^- può solo acquistare un protone ed è una base.
PAG 487 ES 7	$HPO_4^{2-} + OH^- \leftrightarrow PO_4^{3-} + H_2O$ acido base $HPO_4^{2-} + H_3O^+ \leftrightarrow H_2PO_4^- + H_2O$ base acido
PAG 487 ES 8	HClO (acido) e ClO^- (base), H_2O (base) e H_3O^+ (acido). H_3O^+ è un acido più forte di HClO.
PAG 487 ES 9	The equilibrium lies on the left, because the position of the equilibrium is shifted on the side where the weaker acid and base are.
PAG 487 ES 10	$C_2H_3O_2^-$ è una base più forte di NO_2^-
PAG 487 ES 11	L'equilibrio è completamente spostato a sinistra.
PAG 487 ES 12	a) Un acido è una specie ionica o molecolare che può accettare la condivisione di una coppia di elettroni per formare un legame covalente di coordinazione. b) Una base è una specie ionica o molecolare che può mettere in condivisione una coppia di elettroni per formare un legame covalente di coordinazione.
PAG 487 ES 13	Perché H_2O (base di Lewis) lega a sé H^+ (acido di Lewis) mettendo in condivisione una coppia di elettroni.
PAG 487 ES 14	

PAG 487 ES 15	 The Lewis base is the water molecule and the Lewis acid is the CO_2.
PAG 487 ES 16	Perché il livello di valenza è completo.
PAG 488 ES 17	NH_3 può comportarsi da base di Lewis, avendo una coppia di elettroni non condivisi; non può comportarsi da acido di Lewis perché il livello di valenza dell'azoto è completo.
PAG 488 ES 18	Lo ione Al^{3+} accetta coppie elettroniche da sei molecole di acqua. Al^{3+} è un acido di Lewis e ogni molecola di acqua è una base di Lewis.
PAG 488 ES 19	NH_3 è la base e H^+ l'acido.
PAG 488 ES 20	a) Corretta b) Corretta c) SO_3 è un acido di Lewis. Si consideri, per esempio, la reazione: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$  acido di LEWIS base di LEWIS nella quale una molecola d'acqua (base di Lewis) si lega a SO_3 (acido di Lewis). Si forma poi uno ione O^- (a seguito della rottura di un legame covalente fra zolfo e ossigeno) a cui si lega il protone ceduto dall'acqua.
PAG 488 ES 21	$H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$ $K_w = [H^+][OH^-]$
PAG 488 ES 22	Soluzione acida: $[H^+] > [OH^-]$ pH < 7; soluzione basica: $[H^+] < [OH^-]$ pH > 7; soluzione neutra: $[H^+] = [OH^-]$ pH = 7
PAG 488 ES 23	$pH + pOH = pK_w = 14{,}00$
PAG 488 ES 24	HCl: $[H^+] = 2{,}0 \times 10^{-2}$ M; $[OH^-] = 5{,}0 \times 10^{-13}$ M; pH = 1,70; pOH = 12,30 $Ba(OH)_2$: $[OH^-] = 7{,}0 \times 10^{-4}$ M; $[H^+] = 1{,}4 \times 10^{-11}$ M; pH = 10,85; pOH = 3,15
PAG 488 ES 25	$HA + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^-$ $K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$
PAG 488 ES 26	$HNO_2 + H_2O \leftrightarrow NO_2^- + H_3O^+$ $H_3PO_4 + H_2O \leftrightarrow H_2PO_4^- + H_3O^+$ $HAsO_4^{2-} + H_2O \leftrightarrow AsO_4^{3-} + H_3O^+$ $(CH_3)_3NH^+ + H_2O \leftrightarrow (CH_3)_3N + H_3O^+$

PAG 488 ES 27	HNO_2: $K_a = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]}$ H_3PO_4: $K_a = \frac{[H_2PO_4^-][H_3O^+]}{[H_3PO_4]}$ $HAsO_4^{2-}$: $K_a = \frac{[AsO_4^{3-}][H_3O^+]}{[HAsO_4^{2-}]}$ $(CH_3)_3NH^+$: $K_a = \frac{[(CH_3)_3N][H_3O^+]}{[(CH_3)_3NH^+]}$
PAG 488 ES 28	$B + H_2O \rightleftarrows BH^+ + OH^-$ $K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$
PAG 488 ES 29	a) $(CH_3)_3N + H_2O \rightleftarrows (CH_3)_3NH^+ + OH^-$ b) $AsO_4^{3-} + H_2O \rightleftarrows HAsO_4^{2-} + OH^-$ c) $NO_2^- + H_2O \rightleftarrows HNO_2 + OH^-$ d) $(CH_3)_2N_2H_2 + H_2O \rightleftarrows (CH_3)_2N_2H_3^+ + OH^-$
PAG 488 ES 30	NO_2^-: $K_b = \frac{[(CH_3)_3NH^+][OH^-]}{[(CH_3)_3N]}$ $H_2PO_4^-$: $K_b = \frac{[HAsO_4^{2-}][OH^-]}{[AsO_4^{3-}]}$ AsO_4^{3-}: $K_b = \frac{[HNO_2][OH^-]}{[NO_2^-]}$ $(CH_3)_3N$: $K_b = \frac{[(CH_3)_2N_2H_3^+][OH^-]}{[(CH_3)_2N_2H_2]}$
PAG 488 ES 31	$K_a = \frac{[C_6H_5CO_2^-][H_3O^+]}{[C_6H_5CO_2H]}$
PAG 488 ES 32	$C_6H_5CO_2^- + H_2O \rightleftarrows C_6H_5CO_2H + OH^-$ $K_b = \frac{[C_6H_5CO_2H][OH^-]}{[C_6H_5CO_2^-]}$
PAG 488 ES 33	CN^-
PAG 488 ES 34	a)  b)  c) 
PAG 488 ES 35	a)  b) 

	c) 
PAG 488 ES 36	$HNO_2 + H_2O \leftrightarrow NO_2^- + H_3O^+$ $K_a = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]}$
PAG 488 ES 37	$HCOOH + H_2O \leftrightarrow HCOO^- + H_3O^+$ $\quad K_a = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]}$ $(CH_3)_2NH_2^+ + H_2O \leftrightarrow (CH_3)_2NH + H_3O^+$ $\quad K_a = \frac{[(CH_3)_2NH][H_3O^+]}{[(CH_3)_2NH_2^+]}$ $H_2PO_4^- + H_2O \leftrightarrow HPO_4^{2-} + H_3O^+$ $\quad K_a = \frac{[HPO_4^{2-}][H_3O^+]}{[H_2PO_4^-]}$
PAG 488 ES 38	L'acido in questione, HA, è più debole dell'acido acetico. K_a (HA) = $1{,}3 \times 10^{-5}$
PAG 488 ES 39	H*A* è più forte; K_a(H*A*) = $6{,}92 \times 10^{-4}$; K_a(H*B*) = $7{,}24 \times 10^{-5}$
PAG 488 ES 40	$ClO^- + H_2O \leftrightarrow HClO + OH^-$ $\quad K_b = \frac{[HClO][OH^-]}{[ClO^-]}$
PAG 488 ES 41	$(CH_3)_3N + H_2O \leftrightarrow (CH_3)_3NH^+ + OH^-$ $\quad K_b = \frac{[(CH_3)_3NH^+][OH^-]}{[(CH_3)_3N]}$ $SO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HSO_3^- + OH^-$ $\quad K_b = \frac{[HSO_3^-][OH^-]}{[SO_3^{2-}]}$ $NH_2OH + H_2O \leftrightarrow NH_3OH^+ + OH^-$ $\quad K_b = \frac{[NH_3OH^+][OH^-]}{[NH_2OH]}$
PAG 488 ES 42	$K_b = 5{,}6 \times 10^{-11}$
PAG 489 ES 43	HF; $N_2H_5N^+$; $C_5H_5NH^+$; HO_2^-; H_2CrO_4
PAG 489 ES 44	NH_2O^-; SO_3^{2-}; CN^-; $H_4IO_6^-$; NO_2^-
PAG 489 ES 45	Acido/base — Acido/base a) HNO_3/NO_3^- — $N_2H_5^+/N_2H_4$ b) NH_4^+/NH_3 — $N_2H_5^+/N_2H_4$ c) $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$ — HCO_3^-/CO_3^{2-} d) HIO_3/IO_3^- — $H_2C_2O_4/HC_2O_4^-$
PAG 489 ES 46	Acido/base — Acido/base a) HSO_4^-/SO_4^{2-} — HSO_3^-/SO_3^{2-} b) HS^-/S^{2-} — H_2O/OH^- c) HCN/CN^- — H_3O^+/H_2O d) H_2Se/HSe^- — H_3O^+/H_2O
PAG 489 ES 47	 acido di Lewis: H^+; base di Lewis: NH_2^-
PAG 489 ES 48	 acido di Lewis: CO_2; base di Lewis: O^{2-}

PAG 489 ES 49	 acido di Lewis: H_2O; base di Lewis: NH_2^-
PAG 489 ES 50	 acido di Lewis: SO_2; base di Lewis: CO_3^{2-}
PAG 489 ES 51	$[H^+] = [OH^-] = 1{,}5 \times 10^{-7}$ M pH = pOH = 6,82 pH + pOH = pK_w = 13,64 L'acqua è neutra anche alla temperatura di 37 °C.
PAG 489 ES 52	$[D^+] = [OD^-] = 3{,}0 \times 10^{-8}$ M; pD = 7,52, pOD = 7,52 pD + pOD = 15,04
PAG 489 ES 53	a) $4{,}2 \times 10^{-12}$ M b) $7{,}1 \times 10^{-10}$ M c) $1{,}8 \times 10^{-6}$ M d) $2{,}4 \times 10^{-2}$ M
PAG 489 ES 54	a) $2{,}9 \times 10^{-7}$ M b) $1{,}5 \times 10^{-12}$ M c) $4{,}0 \times 10^{-2}$ M d) $1{,}3 \times 10^{-10}$ M
PAG 489 ES 55	a) 11,38; b) 9,15; c) 5,74; d) 1,62
PAG 489 ES 56	a) 7,46; b) 2,19; c) 12,60; d) 4,12
PAG 489 ES 57	pH = 4,72
PAG 489 ES 58	pH = 4,85
PAG 489 ES 59	a) $[H^+] = 7{,}2 \times 10^{-4}$ M; $[OH^-] = 1{,}4 \times 10^{-11}$ M b) $[H^+] = 1{,}7 \times 10^{-3}$ M; $[OH^-] = 6{,}0 \times 10^{-12}$ M c) $[H^+] = 5{,}6 \times 10^{-10}$ M; $[OH^-] = 1{,}8 \times 10^{-5}$ M d) $[H^+] = 5{,}8 \times 10^{-14}$ M; $[OH^-] = 1{,}7 \times 10^{-1}$ M e) $[H^+] = 2{,}0 \times 10^{-6}$ M; $[OH^-] = 5{,}0 \times 10^{-9}$ M
PAG 489 ES 60	a) pOH = 8,26; $[H^+] = 1{,}8 \times 10^{-6}$ M; $[OH^-] = 5{,}5 \times 10^{-9}$ M b) pOH = 10,25; $[H^+] = 1{,}8 \times 10^{-4}$ M; $[OH^-] = 5{,}6 \times 10^{-11}$ M c) pOH = 4,65; $[H^+] = 4{,}5 \times 10^{-10}$ M; $[OH^-] = 2{,}2 \times 10^{-5}$ M d) pOH = 6,18; $[H^+] = 1{,}5 \times 10^{-8}$ M; $[OH^-] = 6{,}6 \times 10^{-7}$ M e) pOH = 9,70; $[H^+] = 5{,}0 \times 10^{-5}$ M; $[OH^-] = 2{,}0 \times 10^{-10}$ M
PAG 489 ES 61	$[H^+] = 2{,}5 \times 10^{-6}$ M; $[OH^-] = 4{,}0 \times 10^{-9}$ M
PAG 489 ES 62	$3{,}8 \times 10^{-4}$ M
PAG 489 ES 63	$[H^+] = 0{,}030$ M, pH = 1,52; $[OH^-] = 3{,}3 \times 10^{-13}$ M
PAG 489 ES 64	$[H^+] = 2{,}5 \times 10^{-3}$; pH = 2,60; $[OH^-] = 4{,}0 \times 10^{-12}$ M
PAG 489 ES 65	$[OH^-] = 0{,}15$ M; pOH = 0,82; pH = 13,18; $[H^+] = 6{,}7 \times 10^{-14}$ M
PAG 489 ES 66	$[OH^-] = 0{,}0977$ M; pH = 12,99; pOH = 1,01; $[H^+] = 1{,}02 \times 10^{-13}$
PAG 490 ES 67	$2{,}0 \times 10^{-3}$ M $Ca(OH)_2$
PAG 490 ES 68	$2{,}9 \times 10^{-2}$ g HCl
PAG 490 ES 69	17 mL KOH

PAG 490 ES 70	pOH = 14,00 – pH = 14,00 – 12,05 = 1,95; $[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-1,95} = 1,1 \times 10^{-2}$ M n LiOH = n HNO_3 = $3,3 \times 10^{-3}$ mol $[HNO_3] = 3,3 \times 10^{-3}$ mol H^+ / 0,02020 L = $1,6 \times 10^{-1}$ M
PAG 490 ES 71	$1,5 \times 10^{-11}$
PAG 490 ES 72	$1,0 \times 10^{-4}$
PAG 490 ES 73	$5,6 \times 10^{-3}$
PAG 490 ES 74	$2,3 \times 10^{-11}$
PAG 490 ES 75	$7,1 \times 10^{-11}$
PAG 490 ES 76	$K_b = \frac{[HIO_3][OH^-]}{[IO_3^-]} = 1,7 \times 10^{-14}$; IO_3^- è una base più debole dello ione acetato.
PAG 490 ES 77	$[C_3H_5O_3^-] = [H_3O^+] = 4,58 \times 10^{-3}$ M; $[HC_3H_5O_3] = 0,145$ M; pH = 2,34
PAG 490 ES 78	$[H^+] = [HO_2^-] = 1,3 \times 10^{-6}$ M; $[H_2O_2] = 1,0 \times 10^{-1}$ M; pH = 5,89
PAG 490 ES 79	pH = 2,78; 1,1%
PAG 490 ES 80	$[C_6H_5O^-] = [H_3O^+] = 2,5 \times 10^{-6}$ M; $[HC_6H_5O_2] = 0,050$ M; $5,0 \times 10^{-3}$ %
PAG 490 ES 81	pH = 10,25
PAG 490 ES 82	9,24
PAG 490 ES 83	$[CH_3COOH]_{iniziale} = 0,47$ M
PAG 490 ES 84	$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$; $[NH_3]_{iniziale} = Z$ $NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$ CI Z – – VC – x + x + x CE Z – x + x + x $K_b = \frac{(x)(x)}{Z} = 1.8 \times 10^{-5} \quad Z = \frac{(x)(x)}{1.8 \times 10^{-5}}$ x << Z; $x = [OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{11,22} = 1,7 \times 10^{-3}$ mol/L Z = 0,15 mol/L; mol NH_3 = 0,500 L × 0,15 mol/L = 0,075 mol
PAG 490 ES 85	In prima approssimazione possiamo risolvere l'esercizio come segue: $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ $2H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-$ Dalla prima reazione, $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-6}$ M, dalla seconda $[H_3O^+] =$ $= 1,0 \times 10^{-7}$ M. Quindi, $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-6} + 1,0 \times 10^{-7} = 1,1 \times 10^{-6}$. Ma, poiché gli ioni H^+ provenienti da HCl, in base al principio di Le Chatelier spostano l'equilibro di ionizzazione dell'acqua verso sinistra, la concentrazione degli ioni H^+ dell'acqua è in realtà minore di 10^{-7} M. Per calcolare la $[H^+]_{totale}$ occorre risolvere un'equazione di secondo grado dove $[H^+]$ è l'incognita. $[H^+] = [Cl^-] + [OH^-]$ $[H^+] = C_a + \frac{K_w}{[H^+]}$ $[H^+] = \frac{C_a + \sqrt{C_a^2 + 4K_w}}{2}$ $[H^+] = 1,01 \times 10^{-6}$ M

PAG 490 ES 86	We can use the pH to determine H^+ and solve for the percent ionization. Percentage of the formic acid that has ionized in the solution = 1,9%
PAG 490 ES 87	$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ $pH_{finale} = 3$; $[H^+]_{finale} = 1{,}00 \times 10^{-3}$ mol/L n $HCl_{finali} = 1{,}00 \times 10^{-3}$ mol/L $\times$ $1{,}50 \times 10^{-1}$ L = $1{,}50 \times 10^{-4}$ mol $[H^+]_{iniziale} = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol/L n $HCl_{iniziali} = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol/L $\times$ $1{,}50 \times 10^{-1}$ L = $1{,}50 \times 10^{-3}$ mol n $HCl_{iniziali}$ – n $HCl_{finali} = 1{,}35 \times 10^{-3}$ mol, corrispondenti alle moli di acido che hanno reagito n NaOH = $1{,}35 \times 10^{-3}$ mol m NaOH = $1{,}35 \times 10^{-3}$ mol $\times$ 40 g/mol = 0,0540 g
PAG 490 ES 88	2,80
PAG 490 ES 89	2,78
PAG 490 ES 90	$3{,}5 \times 10^{-4}$ g