QUÍMICA 2º BACHILLERATO

HOJA Nº 11

SOLUCIONES

EQUILIBRIO ÁCIDO - BASE

1.-/ $\alpha = 2{,}19\cdot10^{-3}$ %

2.-/ **c** = $3{,}6\cdot10^{-4}$ M.

3.-/ **a)** $7{,}15\cdot10^{-3}$ M **b) pH** = 3,46 **c)** $\alpha = 4{,}89$ %

4.-/ **pH** = 2,41

5.-/ $K_a = 1{,}77\cdot10^{-5}$

6.-/ **a)** $K_a = 1{,}76\cdot10^{-5}$ **b) pH** = 2,88

7.-/ **pH** = 5,30

8.-/ **c** = $6{,}85\cdot10^{-3}$ M

9.-/ **a) pH** = 11,40 **b) pH** = 2,56

10.-/ $K_b = 1{,}75\cdot10^{-5}$

11.-/ **a)** Ver teoria **b)** H_3O^+ / H_2O ; NH_4^+ / NH_3 ; HCl / Cl^- ; CH_3COOH / CH_3COO^-

12.-/ $\mathbf{HCO_3^-} / CO_3^{2-}$; $\mathbf{HCN} / CN^-$; $\mathbf{H_2SO_4} / HSO_4^-$; $\mathbf{H_2O} / OH^-$

13.-/ **a)** $5{,}01\cdot10^{-3}$ M **b)** 0,158 M

14.-/ **a) pH** = 1 **b) pH** = 2 **c) pH** = 13 **d) pH** = 12

15.-/ **a)** $1\cdot10^{-3}$ g de NaOH **b)** 0,25 mL de HCl 0,1 M

16.-/ **a) pH** = 0,7 **b) pH** =0,7 **c) pH** = 1,7 **d) pH** = 13,7 **e) pH** = 2,7

17.-/ **a) pH** = 2,72 ; $[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = 1{,}897\cdot10^{-3}$ M ;
$[CH_3COOH] = 0{,}198$ M ; $[OH^-] = 5{,}27\cdot10^{-12}$ M.
b) pH = 11,28 ; $[NH_4^+] = [OH^-] = 1{,}897\cdot10^{-3}$ M ; $[NH_3] = 0{,}198$ M ; $[H_3O^+] = 5{,}27\cdot10^{-12}$ M.

18.-/ **a)** $K_b = 5{,}39\cdot10^{-4}$ **b)** $\alpha = 7{,}08$ %

19.-/ **a)** $[H_3O^+] = [CN^-] = 2{,}51\cdot10^{-6}$ M ; $[HCN] = 0{,}01$ M ; $[OH^-] = 3{,}984\cdot10^{-9}$ M.
b) $\alpha = 0{,}025$ % ; $K_a = 6{,}3\cdot10^{-10}$

20.-/ **a)** $[NH_4^+] = [OH^-] = 1{,}3\cdot10^{-3}$ M **b)** $K_b = 1{,}7\cdot10^{-5}$ **c) pH** = 11,11

21.-/ **a)** $\underset{\text{Ácido 1}}{NH_4^+} + \underset{\text{Base 2}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{Base 1}}{NH_3} + \underset{\text{Ácido 2}}{H_3O^+}$ **b)** Disminuye **c)** Aumenta

22.-/ **a)** $\mathbf{HCO_3^-}$ puede actuar como **ácido** o como **base** (**anfótera**) ; $\mathbf{NH_3}$ actúa como **base**.
b) H_3O^+ / $\mathbf{H_2O}$; HNO_2 / $\mathbf{NO_2^-}$ **c)** **HCl** / Cl^- ; HSO_4^- / $\mathbf{H_2SO_4}$

23.-/ **a)** 68,75 mL de NaOH 0,1 M **b)** Ver teoria

24.-/ **a)** $\mathbf{HCO_3^-} + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+$
b) $NH_4^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O + \mathbf{NH_3}$
c) $F^- + H_2O \rightleftharpoons OH^- + \mathbf{HF}$

25.-/ **a)** 6 g de CH_3COOH **b)** Ver teoría

26.-/ **a)** Incoloro **b)** Rosa

27.-/ **a)** **pH** = 2,52 **b)** **α** = 0,6 %

28.-/ $\mathbf{CaCl_2}$ = Neutro ; $\mathbf{NH_4Cl}$ = Ácido ; $\mathbf{Na_2CO_3}$ = Básico

29.-/ **a)** **pH** = 11,59 **b)** **α** = 0,47 %

30.-/ **a)** 0,1 M. **b)** 10^{-13} M. **c)** **pH** = 13

31.-/ **a)** pH **aumenta** **b)** pH **disminuye**

32.-/ **a)** 1 g de NaOH **b)** Ver teoría

33.-/ **a)** **HCl:** pH = 1,7 ; **NaOH:** pH = 12,4 **b)** **pH** = 10,66

34.-/ **a)**
$\mathbf{HBrO} + H_2O \rightleftharpoons BrO^- + H_3O^+$ **(Ácido)**
$\mathbf{CN^-} + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$ **(Base)**
$\mathbf{OH^-} + H_2O \rightleftharpoons H_2O + OH^-$ **(Base)**
$\mathbf{NH_4^+} + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ **(Ácido)**
Anfótera $\mathbf{HSO_3^-} + H_2O \rightleftharpoons SO_3^{2-} + H_3O^+$ **(Ácido)**
$\mathbf{HSO_3^-} + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3 + OH^-$ **(Base)**
b) $HBrO/\mathbf{BrO^-}$; $\mathbf{H_2O}/OH^-$; $\mathbf{HCN}/CN^-$; $NH_4^+/\mathbf{NH_3}$; $\overbrace{HSO_3^-/\mathbf{SO_3^{2-}} ; \mathbf{H_2SO_3}/HSO_3^-}^{\textit{Anfótera}}$

35.-/ **a)** **pH** = 13 **b)** **pH** = 12 **c)** **pH** = 2

36.-/ **a)** **α** = 2 % **b)** $\mathbf{K_a} = 2{,}04 \cdot 10^{-5}$

37.-/ **a)** Falsa **b)** Falsa **c)** Verdadera

38.-/ **a)** Ver teoría **b)** 0,018 M

39.-/ **a)** **pH** = 0,12 **b)** 30 mL de NaOH 0,5 M

40.-/ **a)** Ver teoría **b)** $\mathbf{KNO_3}$**: pH = 7 ;**
$\mathbf{CH_3COO^-} + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ **(pH > 7)**
$\mathbf{NH_4^+} + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ **(pH < 7)**

41.-/ **a)** Ver teoría **b)** H_2SO_4 (**Ácido**) ; H_3PO_4 (**Ácido**) ; $Ca(OH)_2$ (**Base**) ;
$HClO_3$ (**Ácido**) ; NaOH (**Base**)

42.-/ **a)** $\mathbf{CH_3COOH} + H_2O \rightleftharpoons \mathbf{CH_3COO^-} + H_3O^+$; $\mathbf{HCN} + H_2O \rightleftharpoons \mathbf{CN^-} + H_3O^+$;
b) $\mathbf{CN^-}$ (ya que el ácido conjugado es el más débil)

43.-/ **a)** 31,4 g/L **b) pH** = 13,9

44.-/ **a) pH** = 13,18 **; pH** = 0,3 **b) pH** = 0,76

45.-/ **a) pH (HNO_3) < pH (NH_4Cl) < pH (KNO_3) < pH (NH_3)** **b) NH_3** y **NH_4Cl**

46.-/ **a) K_a** = $5{,}26\cdot10^{-8}$ **b)** Ver teoría

47.-/ **a)** $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ **(pH > 7)**
b) KNO_3: pH = 7
c) $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ **(pH < 7)**

48.-/ **a) pH** = 13,45 **b)** Ver teoría

49.-/ **a) pH =** 13,3 **b) pH =** 1 **c) pH =** 7

50.-/ **a)** 1,4 g de KOH **b)** 25 mL de HCl 0,2 M **c)** Ver teoría

51.-/ **a)** H_3O^+ / H_2O **;** H_2S / HS^- **;** $H_2PO_4^-$ / HPO_4^{2-} **;** H_2SO_4 / HSO_4^-
b) H_2O / OH^- **;** HS^- / S^{2-} **;** HPO_4^{2-} / PO_4^{3-} **;** HSO_4^- / SO_4^{2-}

52.-/ **No.** El **ácido fuerte** es el que está ionizado, en disolución acuosa, prácticamente al 100 % y el **ácido concentrado** es el que está en gran proporción en relación al disolvente.

53.-/ **a) pH** = 13,4 **; pH =** 12,4 **b)** 25 mL de HNO_3 0,1 M

54.-/ NH_3 (Base) ; HNO_2 (Ácido) ; OH^- (Base) ; HCO_3^- (Anfótera) ; CO_3^{2-} (Base)

55.-/ **a)** $[H_3O^+] = [A^-] = 1{,}67\cdot10^{-4}$ M **;** $[HA] \approx 0{,}1$ M **;** $[OH^-] = 6\cdot10^{-11}$ M. **b)** Ver teoría

56.-/ **pH** = 12,91

57.-/ **a) Sí**. Sal de ácido débil y base fuerte (**CH_3COONa**)
b) Sí. Sal de ácido fuerte y base débil (**NH_4Cl**)

58.-/ **a) pH > 7** **b) pH < 7** **c) pH = 7**

59.-/ **a) pH** = 2,52 **; α** = 6 % **b) K_a** = $1{,}91\cdot10^{-4}$

60.-/ **a) pH < 7** **b) pH > 7** **c) pH < 7**

61.-/ **a) pH** = 0,3 **b) pH** = 1,3 **c)** Ver teoría

62.-/ **a) c** = 0,4167 M **; pH** = 13,62 **b)** 0,347 M

63-/ **a) pH** = 1,52 **; pH** = 12,7 **b) pH** = 12

64-/ **a) pH** = 2,876 **b) K_a** = $1{,}79\cdot10^{-5}$

65-/ **a)** $CN^- + H_3O^+ \rightleftharpoons$ **$HCN + H_2O$**
b) $NH_4^+ + OH^- \rightleftharpoons$ **$NH_3 + H_2O$**
c) $NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons$ **$HNO_2 + OH^-$**

66-/ **a)** 0,1 M **b) V'** = 10 mL de HNO_3 0,1 M. Procedimiento: ver teoría

67-/ **a)** $[NH_4^+] = [OH^-] = 1{,}897 \cdot 10^{-3}$ M ; $[NH_3] = 0{,}198$ M ; $[H_3O^+] = 5{,}27 \cdot 10^{-12}$ M
b) pH = 11,28 ; **α** = 0,945 %

68-/ **a)** Falsa **b)** Verdadera **c)** Falsa

69-/ **a)** $[OH^-] = 0{,}1$ M ; $[Ba^{2+}] = 0{,}05$ M **b) pH** = 13

70/ **a)** $K_a = 2{,}63 \cdot 10^{-4}$ **b) α** = 5 %

71/ **a)** $Ca(OH)_2 + \mathbf{2}\ HCl \longrightarrow CaCl_2 + \mathbf{2}\ H_2O$ **b)** 12,5 mL de $Ca(OH)_2$ **c)** Ver teoría

72-/ **a)** $CO_3^{2-} + H_3O^+ \rightleftharpoons \mathbf{HCO_3^-} + \mathbf{H_2O}$
b) $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons \mathbf{NH_3} + \mathbf{H_3O^+}$
c) $NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons \mathbf{HNO_2} + \mathbf{OH^-}$

73.-/ **a)** 13,75 g/L **b) pH** = 13,54

74.-/ **a) pH** = 0,7 **b) pH** = 13,7

75.-/ **a)** $K_b = 1{,}7 \cdot 10^{-5}$ **b) α** = 1,29 %

76.-/ **a)** $K_a = 1{,}286 \cdot 10^{-2}$; **pH** = 1,52 **b) c** = 0,0178 M

77.-/ **a)** Sal de ácido débil y base fuerte (**CH_3COONa**)
b) Sal de ácido fuerte y base débil (**NH_4Cl**)

78.-/ **a)** 66,67 mL de H_2O **b) pH** = 13

79.-/ **a)** $[H_3O^+] = 0{,}1$ M **b) pH** = 1 **c) pH** = 1,7

80.-/ **a)** 4 g de NaOH **b)** 9 L de agua

81.-/ **a) pH > 7** (básico) **b) pH = 7** (neutro) **c) pH < 7** (ácido)

82.-/ **a) pH** = 12 **b) pH** = 11

83.-/ **a) α** = 1,9 % **b) pH** = 3,02

84.-/ **a) pH (C) > pH (D)** > **pH (B)** > **pH (A)** **b) Ácidas**: A y B ; **Neutra**: D ; **Básica**: C

85.-/ **a)** 0,3125 g de NaOH del 80 % ; **pH** = 12,4 **b)** 8 mL de NaOH 0,025 M

86.-/ **a)** **NH_3**: Básico ; **CO_3^{2-}**: Básico ; **HNO_2**: Ácido **b)** Ver teroría

87.-/ **a)** Falsa **b)** Falsa **c)** Verdadera

88.-/ **a) pH** = 2 **b) pH** = 12 **c) pH** = 7

89.-/ **a) α** = 2 % **b)** $K_a = 2{,}04 \cdot 10^{-5}$

90.-/ **a)** 20 mL de NaOH 0,1 M **b) pH** = 7 **c)** Ver teoría

91.-/ **a)** $\mathbf{HCO_3^-} + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+$
b) $NH_4^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O + \mathbf{NH_3}$
c) $F^- + H_2O \rightleftharpoons OH^- + \mathbf{HF}$

92.-/ **a) pH** = 0,24 **b)** 49 mL de H_2SO_4 0,2865 M

93.-/ **a)** $\mathbf{NaCl} \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$ **;** $\mathbf{NH_4^+} + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ **;**
$\mathbf{CO_3^{2-}} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$
b) NaCl: **Neutra ;** NH_4NO_3: **Ácida ;** K_2CO_3: **Básica**

94.-/ **a) pH** = 10,13 **b)** $\mathbf{K_a} = 1{,}11\cdot10^{-8}$

95.-/ **a) pH (HCl)** = 1,3 ; **pH (CH_3COOH)** = 3,02 **b)** 775,5 mL de agua

96.-/ **a)** $\mathbf{NH_3} + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ (**Base**: acepta un H^+)
b) $\mathbf{CH_3COO^-} + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ (**Base**: acepta un H^+)
c) No puede dar disoluciones básicas (pH > 7) puesto que el HNO_2 es un **ácido** que cede H^+ :
$\mathbf{HNO_2} + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$

97.-/ **a) pH** = 2,87 **b) α =** 1,34 %

98.-/ **a)** $\mathbf{K_b} = 1{,}77\cdot10^{-5}$ **b)** 403 mL de agua.

99.-/ **a) pH (HCl)** = 1 ; **pH (HCOOH)** = 1,87 **b)** 323 mL de agua

100.-/ **a)** NaOH < KNO_3 < HNO_3 **b)** Aumentará el pH.

101.-/ **a)** 0,55575 g de $Ba(OH)_2$ **b)** 32,5 mL de HCl 0,2 M

102.-/ **a)** $\mathbf{NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+}$. El equilibrio se desplazará hacia la **IZQUIERDA** y aumentará el pH.
b) $\mathbf{HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+}$ **Ácido:** Cede un H^+
$\mathbf{HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-}$ **Base:** Acepta un H^+
c) $\mathbf{NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-}$ **Básico:** Acepta un H^+
$\mathbf{SO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HSO_3^- + OH^-}$ **Básico:** Acepta un H^+

103.-/ **a) pH (HCl)** = 1 **; pH (NaOH)** = 13,7 **b) pH** = 13,3

104.-/ **a) α =** 0,95 % **; pH =** 11,28 **b) α =** 1,34 % **; pH =** 11,13

105.-/ **a)** $\mathbf{CH_3COO^-} + H_3O^+ \rightleftharpoons CH_3COOH + H_2O$
b) $\mathbf{CH_3COOH} + OH^- \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_2O$

106.-/ **a)** $\mathbf{[NH_4^+] = [OH^-]} = 4{,}3\cdot10^{-4}$ M **b)** $\mathbf{K_b} = 1{,}93\cdot10^{-5}$. (Despreciando α: $\mathbf{K_b} = 1{,}85\cdot10^{-5}$)

107.-/ **a)** $\mathbf{NH_4NO_3}$**:** Reacción de hidrólisis: $\mathbf{NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+}$
b) $\mathbf{Na_2CO_3}$**:** Reacción de hidrólisis: $\mathbf{CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-}$
c) KCl: No tiene hidrólisis.

108.-/ **a)** Falsa **b)** Falsa **c)** Verdadera

109.-/ **a)** El pH **aumenta** **b)** El pH **no varía** **c)** El pH **disminuye**

110.-/ **a)** 0,1 M **b) pH** = 1,15

111.-/ **a) α =** 0,0463 = 4,63% **b) pH** = 2,03

112.-/ **a) pH > 7** (básico) **b) pH < 7** (ácido) **c) pH = 7** (neutro)

113.-/ **a) c** = 0,0565 M **b) V** = 1 mL de HCl 0,1 M

114.-/ **a)** 155,2 mL disol. **b)** 25 mL de KOH 0,2 M

115.-/ **a)** $\mathbf{CH_3COOH} + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$; $\mathbf{K_a} = \frac{[CH_3COO^-]\cdot[H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$

$\mathbf{HCN} + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$; $\mathbf{K_a} = \frac{[CN^-]\cdot[H_3O^+]}{[HCN]}$

b) El ácido más débil es el **HCN**, ya que su $\mathbf{K_a}$ **es menor**.

c) $\mathbf{CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-}$ (**Base:** Acepta un H^+)

116.-/ **a)** 0,417 M **; pH** = 13,62 **b)** 0,174 M

117.-/ **a)** 0,5 M **; pH** = 13,7 **b)** 25 mL de H_2SO_4 0,2 M

118.-/ **a)** $\mathbf{NaNO_2}$: Reacción de hidrólisis: $\mathbf{NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-}$; **pH > 7** (básico)

b) KCl: No tiene hidrólisis. **pH = 7** (neutro)

c) $\mathbf{NH_4NO_3}$: Reacción de hidrólisis: $\mathbf{NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+}$; **pH < 7** (ácido)

119.-/ **a) c** = 0,01 M **; α** = 0,0794 = 7,94% **b)** 5 mL de NaOH 0,1 M

120.-/ **a)** Ver teoría **b)** Ver teoría **c)** Ver teoría

121.-/ **a) pH** = 2,75 **; α** = 0,0354 = 3,54% **b)** $8{,}85\cdot10^{-4}$ M

122.-/ **a)** $\underset{Ácido}{H_2CO_3} + \underset{Base}{NH_3} \rightleftharpoons \underset{Base}{HCO_3^-} + \underset{Ácido}{\mathbf{NH_4^+}}$ **b)** $\underset{Ácido}{HSO_4^-} + \underset{Base}{HCO_3^-} \rightleftharpoons \underset{Ácido}{H_2CO_3} + \underset{Base}{\mathbf{SO_4^{2-}}}$

c) $\underset{Ácido}{NH_4^+} + \underset{Base}{\mathbf{CO_3^{2-}}} \rightleftharpoons \underset{Base}{NH_3} + \underset{Ácido}{HCO_3^-}$

123.-/ **a) pH** = 0,06 **b)** $\mathbf{V_a}$ = 10,46 mL HCl 0,87 M

124.-/ **a) pH** = 12,1 **b) 40 %** de riqueza en NaOH

125.-/ **a) Falsa**. El NH_3 acepta un H^+. **b) Verdadera**. 0,01 > $\mathbf{[H_3O^+] = 6{,}76\cdot10^{-3}}$ **M** > 0,001

c) Verdadera. El ion HCO_3^- se puede comportar como ácido y como base:

(Ácido) $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+$; (Base) $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$

126.-/ **a)** $\mathbf{[A^-]} = 1{,}047\cdot10^{-4}$ M ; **α** = $3{,}49\cdot10^{-3}$ = 0,349 % **b)** $\mathbf{K_a} = 3{,}67\cdot10^{-7}$; $\mathbf{K_b} = 2{,}72\cdot10^{-8}$

127.-/ **a) c** = 0,056 M **b)** 0,1175 g de HNO_2

128.-/ **a) Sí**. CH_3COOH/CH_3COO^- (Ácido débil + su sal de base fuerte)

b) No. El NaCl no es una sal del ácido cianhídrico HCN.

c) Sí. NH_3/NH_4^+ (Base débil + su sal de ácido fuerte)

129.-/ **a)** $\mathbf{K_a}$ **(C₆H₅COOH)** = $7{,}23\cdot10^{-5}$ **b) pH** = 3,09 ; $\mathbf{[C_6H_5COOH]} = 9{,}185\cdot10^{-3}$ M

130.-/ **a)** $\mathbf{[H_3O^+]}$ = 0,2 M ; $\mathbf{[OH^-]} = 5\cdot10^{-14}$ **b) pH** = 13 **c) pH** (CH_3COOH) > **pH** (HCl)

131.-/ **a) HF**. Será el ácido más fuerte pues es el que tiene la **K_a más alta**.
b) HCN + H_2O $\rightleftharpoons$ **CN^-** + H_3O^+ La base conjugada es **CN^-**.
c) K_b = $5{,}71\cdot10^{-10}$. $K_a\cdot K_b = 10^{-14}$.

132.-/ **a) Falsa**. La K_a no depende de la concentración inicial, sólo depende de la temperatura.
b) Falsa. El grado de disociación **α** depende de la concentración inical y varía para que el valor de K_a se mantenga constante. **K_a** = $\frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$
c) Falsa. El NH_4Cl es una sal que proviene de una base débil (NH_3) y un ácido fuerte (HCl), y su hidrólisis es **ÁCIDA**, por lo que su pH < 7: **$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$**

133.-/ **a) α** = 0,0134 **b) $[Ba^{2+}]$** = $5\cdot10^{-5}$ M

134.-/ **a) $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$**. **pH > 7** (básico)
b) No hay hidrólisis. **pH = 7** (neutro)
c) $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$. **pH < 7** (ácido)

135.-/ **a) NaClO**: Sal de ácido débil y base fuerte: **$ClO^- + H_2O \rightleftharpoons HClO + OH^-$**. **Básico, pH>7**
b) $[H_3O^+]$ = $4\cdot10^{-8}$ M ; **$[OH^-]$** = $2{,}5\cdot10^{-7}$ M
c) El ácido conjugado es: $H_2PO_4^-$. $HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons$ **$H_2PO_4^-$** + OH^-.

136.-/ **a)** 15 mL HCl del 36 % **b)** 86,25 mL de $Mg(OH)_2$ 0,5 M

137.-/ **a)) pH** = 1,94 **b)** 5,75 mL de NaOH 1 M

138.-/ **a)** 25 mL de HNO_3 comercial
b) 2 $HNO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 +$ **2** H_2O. **M_b** = 0,2 M

139.-/ **a) pH** = 5,7. **$[C_6H_5O^-]$** = $2\cdot10^{-6}$ M **b) $K_{a\ (fenol)}$** = $1\cdot10^{-10}$

140.-/ **a) Falsa**. Al ser más débil estará menos ionizado, su $[H_3O^+]$ será menor y su pH es mayor.
b) Verdadera. Si el ácido es fuerte está muy ionizado y el equilíbrio está muy desplazado hacia la derecha, por lo que su base conjugada será débil ya que el equilíbrio está poço desplazado hacia la izquierda.
c) Verdadera. Al añadir agua a una base fuerte disminuye su concentración y por tanto disminuye la $[OH^-]$ y por ello el pH disminuye, pues al disminuir la $[OH^-]$ aumenta la $[H_3O^+]$.

141.-/ **a)** $\underset{\text{Ácido 1}}{HSO_4^-(aq)} + \underset{\text{Base 2}}{CO_3^{2-}(aq)} \rightleftharpoons$ **$\underset{\text{Base 1}}{SO_4^{2-}(aq)} + \underset{\text{Ácido 2}}{HCO_3^-(aq)}$**
b) $\underset{\text{Base 1}}{CO_3^{2-}(aq)} + \underset{\text{Ácido 2}}{H_2O(l)} \rightleftharpoons$ **$\underset{\text{Ácido 1}}{HCO_3^-(aq)} + \underset{\text{Base 2}}{OH^-(aq)}$**
c) **$\underset{\text{Base 1}}{CN^-(aq)} + \underset{\text{Ácido 2}}{H_2O(l)} \rightleftharpoons$** $\underset{\text{Ácido 1}}{HCN(aq)} + \underset{\text{Base 2}}{OH^-(aq)}$

142.-/ **a)** 0,13 g de $HClO_2$ **b) α** = 0,52 (52%)

143.-/ **a) $HClO + H_2O \rightleftharpoons ClO^- + H_3O^+$** **$K_a$** = $\frac{[ClO^-]\cdot[H_3O^+]}{[HClO]}$

b) $ClO^- + H_2O \rightleftharpoons HClO + OH^-$ **K_b** = $\frac{[HClO]\cdot[OH^-]}{[ClO^-]}$

c) K_b = $3{,}33\cdot10^{-7}$. $K_a\cdot K_b = 10^{-14}$

144.-/ **a) pH** = 12 **b) pH** = 1,7 **c) pH** = 7

145.-/ **a) pH** = 13,75 **b)** 31,25 mL de NaOH 0,8 M.

146.-/ **a) pH** = 2 **b)** $K_b = 9\cdot10^{-12}$

147.-/ **a)** $HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$

b) $K_a = \frac{[HCOO^-]\cdot[H_3O^+]}{[HCOOH]}$

c) No. Al ser un ácido el pH será siempre inferior a 7, **pH<7**.

148.-/ **a)** $K_b = 1{,}77\cdot10^{-5}$; **pH** = 10,86 **b)** V_{agua} = 850 mL

149.-/ **a)** $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$. **Ácido**: cede un H^+.

$S^{2-} + 2\,H_2O \rightleftharpoons H_2S + 2\,OH^-$. **Base**: acepta 2 H^+. *O también:*

($S^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HS^- + OH^-$. **Base**: acepta un H^+.)

b) $HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$. **La base conjugada es CN^-**

$C_6H_5COOH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5COO^- + H_3O^+$. **La base conjugada es $C_6H_5COO^-$.**

c) CN^- es la base conjugada más fuerte. El HCN tiene una K_a más pequeña por lo que su equilibrio está más desplazado hacia la izquierda, por ello su base conjugada **CN^-** es más fuerte. (También se puede justificar aplicando **$K_a\cdot K_b = 10^{-14}$**).

150.-/ **a) pH** = 0,13 **b) 14,94 mL** de $Ca(OH)_2$

151./ **a) c** = 0,2 M; **pH** = 2,72 **b) α** = 0,019 (1,9%); **pH** = 3,02

152./ **a) m** = 0,37 g de ácido láctico

b) α = 0,121 (12,1%); **$[CH_3CHOHCOOH]$** = $7{,}25\cdot10^{-3}$ M;

$[CH_3CHOHCOO^-] = [H_3O^+]$ = $1\cdot10^{-3}$ M

153./ **a) Falsa**. A menor K_a la ionización será menor por lo que la **$[H_3O^+]$** es más pequeña y como el **pH** = $-\log[H_3O^+]$, éste será **MAYOR** (la disolución será menos ácida).

b) Falsa. Al añadir agua la concentración inicial del ácido C_o disminuye y al ser un ácido fuerte, ionizado al 100%, la **$[H_3O^+]$ disminuye** y el **pH aumenta**.

c) Verdadera. En una disolución básica el pH > 7 y como pH + pOH =14, pOH < 7, por lo tanto **pOH < pH**.

154./ **a) pH** = 12,2; **$[NH_4^+] = [OH^-]$** = 0,0162 M; **$[NH_3]$** = 14,8 M.

b) 3,83 mL de NH_3 comercial.

155./ **a) Falsa**. Al ser un ácido su pH < 7 y como pH + pOH = 14, el **pOH > 7**. (El pOH = 11,5)

b) Verdadera. Como en un ácido débil $K_a \approx c\alpha^2$, **$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$** y si ***c* disminuye *α* aumenta**.

c) Falsa. Al diluir la disolución disminuye su concentración C_o, por lo tanto la $[H_3O^+]$ será más pequeña y el **pH aumenta** (será menos ácido).

156.-/ **a)** $[HCl]_{preparada}$ = 0,193 M; **pH** = 0,72

b) 9,6 mL de $Ca(OH)_2$. $2\,HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2\,H_2O$

157.-/ **a)** $HCl + H_2O \rightleftharpoons Cl^- + H_3O^+$ (**Ácido**: cede un H^+);

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ (**Básico**: acepta un H^+)

b) $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ (**Básico**: acepta un H^+), **pH > 7**

c) De mayor a menor acidez:

$[H_3O^+]$=10^{-4} M **(pH=4) > $[OH^-]$**=10^{-7} M **(pH=7) > $[OH^-]$**=10^{-4} M **(pH=10)**

158.-/ a) 10,82 M; **92,4 mL** de KOH industrial **b) 270,5 mL** de $HClO_4$ 2M

----oOOo----