

QUÍMICA 2º BACHILLERATO**HOJA Nº 11****SOLUCIONES****EQUILIBRIO ÁCIDO - BASE**

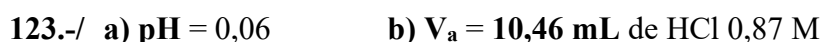
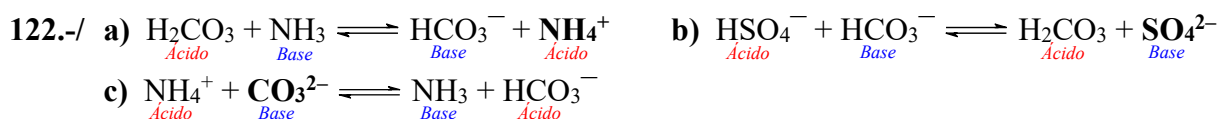
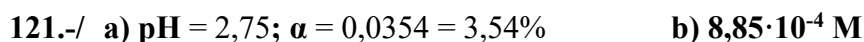
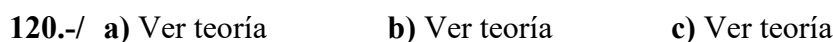
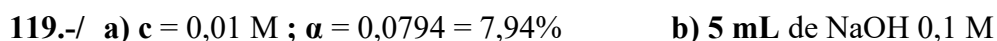
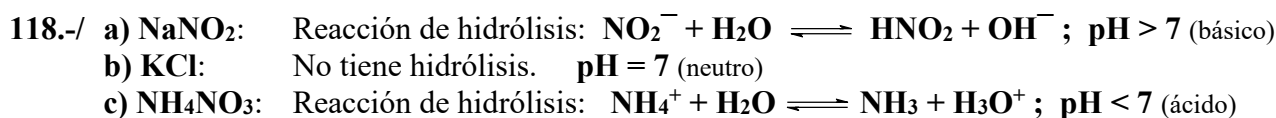
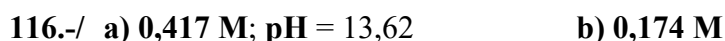
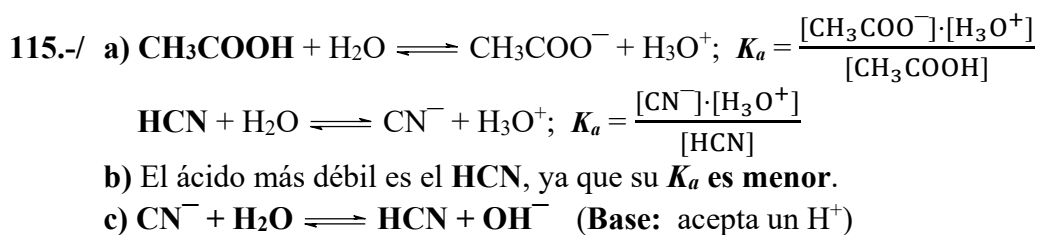
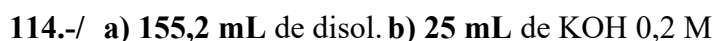
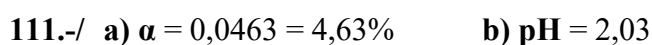
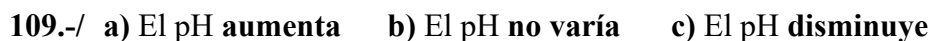
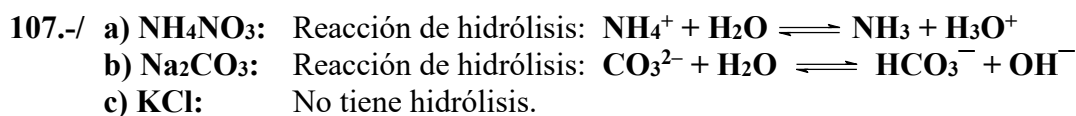
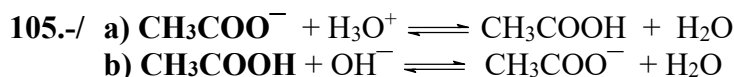
- 1.-/ $\alpha = 2,19 \cdot 10^{-3} \%$
- 2.-/ $c = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.
- 3.-/ a) $7,15 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ b) $\text{pH} = 3,46$ c) $\alpha = 4,89 \%$
- 4.-/ $\text{pH} = 2,41$
- 5.-/ $K_a = 1,77 \cdot 10^{-5}$
- 6.-/ a) $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$ b) $\text{pH} = 2,88$
- 7.-/ $\text{pH} = 5,30$
- 8.-/ $c = 6,85 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- 9.-/ a) $\text{pH} = 11,40$ b) $\text{pH} = 2,56$
- 10.-/ $K_b = 1,75 \cdot 10^{-5}$
- 11.-/ a) Ver teoría b) $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$; $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$; HCl / Cl^- ; $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$
- 12.-/ $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$; HCN / CN^- ; $\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{HSO}_4^-$; $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$
- 13.-/ a) $5,01 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ b) $0,158 \text{ M}$
- 14.-/ a) $\text{pH} = 1$ b) $\text{pH} = 2$ c) $\text{pH} = 13$ d) $\text{pH} = 12$
- 15.-/ a) $1 \cdot 10^{-3} \text{ g de NaOH}$ b) $0,25 \text{ mL de HCl } 0,1 \text{ M}$
- 16.-/ a) $\text{pH} = 0,7$ b) $\text{pH} = 0,7$ c) $\text{pH} = 1,7$ d) $\text{pH} = 13,7$ e) $\text{pH} = 2,7$
- 17.-/ a) $\text{pH} = 2,72$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1,897 \cdot 10^{-3} \text{ M}$;
 $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,198 \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = 5,27 \cdot 10^{-12} \text{ M}$.
 b) $\text{pH} = 11,28$; $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 1,897 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; $[\text{NH}_3] = 0,198 \text{ M}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,27 \cdot 10^{-12} \text{ M}$.
- 18.-/ a) $K_b = 5,39 \cdot 10^{-4}$ b) $\alpha = 7,08 \%$
- 19.-/ a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CN}^-] = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ M}$; $[\text{HCN}] = 0,01 \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = 3,984 \cdot 10^{-9} \text{ M}$.
 b) $\alpha = 0,025 \%$; $K_a = 6,3 \cdot 10^{-10}$
- 20.-/ a) $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ b) $K_b = 1,7 \cdot 10^{-5}$ c) $\text{pH} = 11,11$
- 21.-/ a) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ b) Disminuye c) Aumenta
 Ácido 1 Base 2 Base 1 Ácido 2

- 22.-/ a) HCO_3^- puede actuar como **ácido** o como **base (anfótero)**; NH_3 actúa como **base**.
b) $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$; $\text{HNO}_2 / \text{NO}_2^-$ c) HCl / Cl^- ; $\text{HSO}_4^- / \text{H}_2\text{SO}_4$
- 23.-/ a) 68,75 mL de NaOH 0,1 M b) Ver teoría
- 24.-/ a) $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
b) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$
c) $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HF}$
- 25.-/ a) 6 g de CH_3COOH b) Ver teoría
- 26.-/ a) Incoloro b) Rosa
- 27.-/ a) $\text{pH} = 2,52$ b) $\alpha = 0,6 \%$
- 28.-/ $\text{CaCl}_2 = \text{Neutro}$; $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{Ácido}$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Básico}$
- 29.-/ a) $\text{pH} = 11,59$ b) $\alpha = 0,47 \%$
- 30.-/ a) 0,1 M. b) 10^{-13} M. c) $\text{pH} = 13$
- 31.-/ a) pH **aumenta** b) pH **disminuye**
- 32.-/ a) 1 g de NaOH b) Ver teoría
- 33.-/ a) HCl : $\text{pH} = 1,7$; NaOH : $\text{pH} = 12,4$ b) $\text{pH} = 10,66$
- 34.-/ a) $\text{HBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BrO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (Ácido)
 $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$ (Base)
 $\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{OH}^-$ (Base)
 $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ (Ácido)
 $\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ (Ácido)
 $\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{OH}^-$ (Base)
Anfótera { $\text{HSO}_3^- / \text{SO}_3^{2-}$; $\text{H}_2\text{SO}_3 / \text{HSO}_3^-$ } Anfótero
- b) $\text{HBrO} / \text{BrO}^-$; $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$; HCN / CN^- ; $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$; $\text{HSO}_3^- / \text{SO}_3^{2-}$; $\text{H}_2\text{SO}_3 / \text{HSO}_3^-$
- 35.-/ a) $\text{pH} = 13$ b) $\text{pH} = 12$ c) $\text{pH} = 2$
- 36.-/ a) $\alpha = 2 \%$ b) $K_a = 2,04 \cdot 10^{-5}$
- 37.-/ a) Falsa b) Falsa c) Verdadera
- 38.-/ a) Ver teoría b) 0,018 M
- 39.-/ a) $\text{pH} = 0,12$ b) 30 mL de NaOH 0,5 M
- 40.-/ a) Ver teoría b) KNO_3 : $\text{pH} = 7$;
 $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ ($\text{pH} > 7$)
 $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ ($\text{pH} < 7$)

- 41.-/ a) Ver teoría b) H_2SO_4 (Ácido); H_3PO_4 (Ácido); $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (Base);
 HClO_3 (Ácido); NaOH (Base)
- 42.-/ a) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$;
b) 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) $K_a = 5,26 \cdot 10^{-8}$ b) Ver teoría
- 47.-/ a) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ (pH > 7)
b) KNO_3 : pH = 7
c) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ (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) $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{S} / \text{HS}^-$; $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$; $\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{HSO}_4^-$
b) $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$; $\text{HS}^- / \text{S}^{2-}$; $\text{HPO}_4^{2-} / \text{PO}_4^{3-}$; $\text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$
- 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^- (Anfótero) ; CO_3^{2-} (Base)
- 55.-/ a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = 1,67 \cdot 10^{-4} \text{ M}$; $[\text{HA}] \approx 0,1 \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = 6 \cdot 10^{-11} \text{ M}$. 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; $\alpha = 6 \%$ b) $K_a = 1,91 \cdot 10^{-4}$
- 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

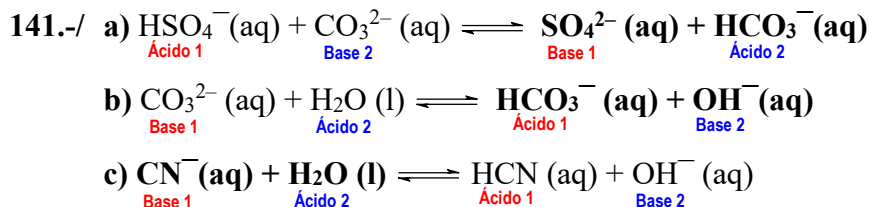
- 63.-/ a) $\text{pH} = 1,52$; $\text{pH} = 12,7$ b) $\text{pH} = 12$
- 64.-/ a) $\text{pH} = 2,876$ b) $K_a = 1,79 \cdot 10^{-5}$
- 65.-/ a) $\text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
c) $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$
- 66.-/ a) $0,1 \text{ M}$ b) $V_c = 10 \text{ mL}$ de HNO_3 $0,1 \text{ M}$. *Procedimiento:* ver teoría
- 67.-/ a) $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 1,897 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; $[\text{NH}_3] = 0,198 \text{ M}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,27 \cdot 10^{-12} \text{ M}$
b) $\text{pH} = 11,28$; $\alpha = 0,945 \%$
- 68.-/ a) Falsa b) Verdadera c) Falsa
- 69.-/ a) $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M}$; $[\text{Ba}^{2+}] = 0,05 \text{ M}$ b) $\text{pH} = 13$
- 70./ a) $K_a = 2,63 \cdot 10^{-4}$ b) $\alpha = 5 \%$
- 71./ a) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ b) $12,5 \text{ mL}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ c) Ver teoría
- 72.-/ a) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
c) $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$
- 73.-/ a) $13,75 \text{ g/L}$ b) $\text{pH} = 13,54$
- 74.-/ a) $\text{pH} = 0,7$ b) $\text{pH} = 13,7$
- 75.-/ a) $K_b = 1,7 \cdot 10^{-5}$ b) $\alpha = 1,29 \%$
- 76.-/ a) $K_a = 1,286 \cdot 10^{-2}$; $\text{pH} = 1,52$ b) $c = 0,0178 \text{ M}$
- 77.-/ a) Sal de ácido débil y base fuerte (CH_3COONa)
b) Sal de ácido fuerte y base débil (NH_4Cl)
- 78.-/ a) $66,67 \text{ mL}$ de H_2O b) $\text{pH} = 13$
- 79.-/ a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M}$ b) $\text{pH} = 1$ c) $\text{pH} = 1,7$
- 80.-/ a) 4 g de NaOH b) 9 L de agua
- 81.-/ a) $\text{pH} > 7$ (básico) b) $\text{pH} = 7$ (neutro) c) $\text{pH} < 7$ (ácido)
- 82.-/ a) $\text{pH} = 12$ b) $\text{pH} = 11$
- 83.-/ a) $\alpha = 1,9 \%$ b) $\text{pH} = 3,02$
- 84.-/ a) $\text{pH} (\text{C}) > \text{pH} (\text{D}) > \text{pH} (\text{B}) > \text{pH} (\text{A})$ b) Ácidas: A y B; Neutra: D; Básica: C
- 85.-/ a) $0,3125 \text{ g}$ de NaOH del 80% ; $\text{pH} = 12,4$ b) 8 mL de NaOH $0,025 \text{ M}$

- 86.-/ a) NH_3 : Básico ; CO_3^{2-} : Básico ; HNO_2 : Ácido b) Ver teoría
- 87.-/ a) Falsa b) Falsa c) Verdadera
- 88.-/ a) $\text{pH} = 2$ b) $\text{pH} = 12$ c) $\text{pH} = 7$
- 89.-/ a) $\alpha = 2 \%$ b) $K_a = 2,04 \cdot 10^{-5}$
- 90.-/ a) 20 mL de NaOH 0,1 M b) $\text{pH} = 7$ c) Ver teoría
- 91.-/ a) $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
b) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$
c) $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HF}$
- 92.-/ a) $\text{pH} = 0,24$ b) 49 mL de H_2SO_4 0,2865 M
- 93.-/ a) $\text{NaCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$; $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$;
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
b) NaCl: Neutra ; NH_4NO_3 : Ácida ; K_2CO_3 : Básica
- 94.-/ a) $\text{pH} = 10,13$ b) $K_a = 1,11 \cdot 10^{-8}$
- 95.-/ a) $\text{pH} (\text{HCl}) = 1,3$; $\text{pH} (\text{CH}_3\text{COOH}) = 3,02$ b) 775,5 mL de agua
- 96.-/ a) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ (Base: acepta un H^+)
b) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ (Base: acepta un H^+)
c) No puede dar disoluciones básicas ($\text{pH} > 7$) puesto que el HNO_2 es un ácido que cede H^+ :
 $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- 97.-/ a) $\text{pH} = 2,87$ b) $\alpha = 1,34 \%$
- 98.-/ a) $K_b = 1,77 \cdot 10^{-5}$ b) 403 mL de agua.
- 99.-/ a) $\text{pH} (\text{HCl}) = 1$; $\text{pH} (\text{HCOOH}) = 1,87$ b) 323 mL de agua
- 100.-/ a) $\text{NaOH} < \text{KNO}_3 < \text{HNO}_3$ b) Aumentará el pH.
- 101.-/ a) 0,55575 g de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ b) 32,5 mL de HCl 0,2 M
- 102.-/ a) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$. El equilibrio se desplazará hacia la **IZQUIERDA** y aumentará el pH.
b) $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ **Ácido:** Cede un H^+
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ **Base:** Acepta un H^+
c) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ **Básico:** Acepta un H^+
 $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$ **Básico:** Acepta un H^+
- 103.-/ a) $\text{pH} (\text{HCl}) = 1$; $\text{pH} (\text{NaOH}) = 13,7$ b) $\text{pH} = 13,3$
- 104.-/ a) $\alpha = 0,95 \%$; $\text{pH} = 11,28$ b) $\alpha = 1,34 \%$; $\text{pH} = 11,13$

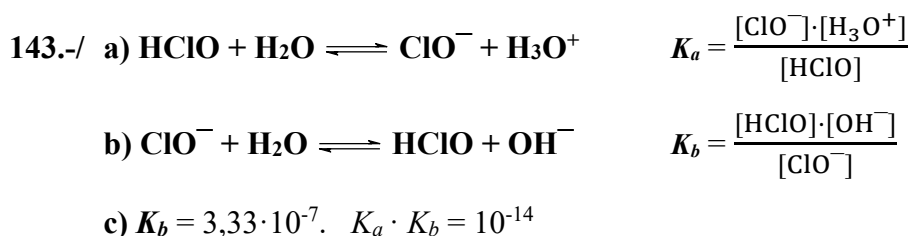


- 125.-/ a) Falsa. El NH_3 acepta un H^+ . b) Verdadera. $0,01 > [\text{H}_3\text{O}^+] = 6,76 \cdot 10^{-3} \text{ M} > 0,001$
 c) Verdadera. El ion HCO_3^- se puede comportar como ácido y como base:
 (Ácido) $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$; (Base) $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
- 126.-/ a) $[\text{A}^-] = 1,047 \cdot 10^{-4} \text{ M}$; $\alpha = 3,49 \cdot 10^{-3} = 0,349 \%$ b) $K_a = 3,67 \cdot 10^{-7}$; $K_b = 2,72 \cdot 10^{-8}$
- 127.-/ a) $c = 0,056 \text{ M}$ b) **0,1175 g** de HNO_2
- 128.-/ a) Sí. $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ (Ácido débil + su sal de base fuerte)
 b) No. El NaCl no es una sal del ácido cianhídrico HCN .
 c) Sí. $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ (Base débil + su sal de ácido fuerte)
- 129.-/ a) $K_a (\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 7,23 \cdot 10^{-5}$ b) $\text{pH} = 3,09$; $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = 9,185 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- 130.-/ a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,2 \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-14}$ b) $\text{pH} = 13$ c) $\text{pH} (\text{CH}_3\text{COOH}) > \text{pH} (\text{HCl})$
- 131.-/ a) HF. Será el ácido más fuerte pues es el que tiene la K_a más alta.
 b) $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ La base conjugada es CN^- .
 c) $K_b = 5,71 \cdot 10^{-10}$. $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$.
- 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 inicial 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 $\text{pH} < 7$: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
- 133.-/ a) $\alpha = 0,0134$ b) $[\text{Ba}^{2+}] = 5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
- 134.-/ a) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$. $\text{pH} > 7$ (básico)
 b) No hay hidrólisis. $\text{pH} = 7$ (neutro)
 c) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$. $\text{pH} < 7$ (ácido)
- 135.-/ a) NaClO : Sal de ácido débil y base fuerte: $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$. Básico, $\text{pH} > 7$
 b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \cdot 10^{-8} \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = 2,5 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
 c) El ácido conjugado es: H_2PO_4^- . $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$.
- 136.-/ a) **15 mL** HCl del 36 %
 b) **86,25 mL** de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 0,5 M
- 137.-/ a)) $\text{pH} = 1,94$
 b) **5,75 mL** de NaOH 1 M
- 138.-/ a) **25 mL** de HNO_3 comercial
 b) $2 \text{ HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$. $M_b = 0,2 \text{ M}$
- 139.-/ a) $\text{pH} = 5,7$. $[\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-] = 2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$
 b) $K_a (\text{fenol}) = 1 \cdot 10^{-10}$

- 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 equilibrio está muy desplazado hacia la derecha, por lo que su base conjugada será débil ya que el equilibrio está poco 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 $[H_3O^+]$.



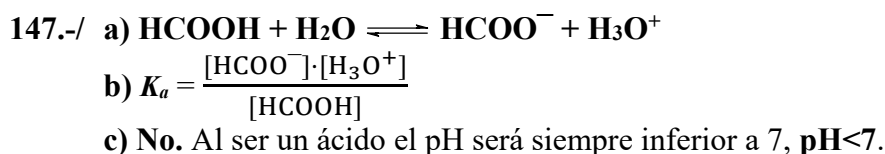
- 142.-/ a) 0,13 g de $HClO_2$ b) $\alpha = 0,52$ (52%)



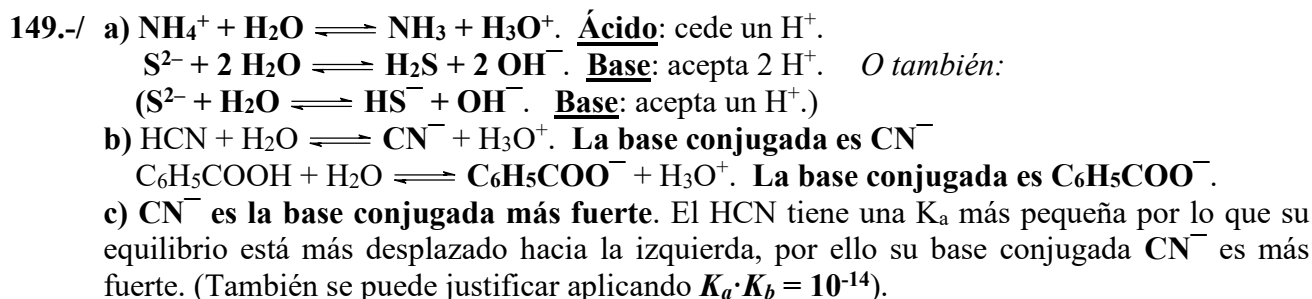
- 144.-/ a) pH = 12 b) pH = 1,7 c) pH = 7

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

- 146.-/ a) pH = 2 b) $K_b = 9 \cdot 10^{-12}$



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



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

- 151./ a) c = 0,2 M; pH = 2,72 b) $\alpha = 0,019$ (1,9%); pH = 3,02

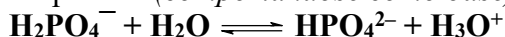
- 152./ a) $m = 0,37$ g de ácido láctico
b) $\alpha = 0,121$ (12,1%); $[\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}] = 7,25 \cdot 10^{-3}$ M;
 $[\text{CH}_3\text{CHOHCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-3}$ M
- 153./ a) Falsa. A menor K_a la ionización será menor por lo que la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es más pequeña y como el $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$, éste será **MAYOR** (la disolución será menos ácida).
b) Falsa. Al añadir agua la concentración inicial del ácido C_0 disminuye y al ser un ácido fuerte, ionizado al 100%, la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ **disminuye** y el **pH aumenta**.
c) Verdadera. En una disolución básica el $\text{pH} > 7$ y como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, $\text{pOH} < 7$, por lo tanto, $\text{pOH} < \text{pH}$.
- 154./ a) $\text{pH} = 12,2$; $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 0,0162$ M; $[\text{NH}_3] = 14,8$ M.
b) **3,83 mL** de NH_3 comercial.
- 155./ a) Falsa. Al ser un ácido su $\text{pH} < 7$ y como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, el **pOH > 7**. (El $\text{pOH} = 11,5$)
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_0 , por lo tanto, la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será más pequeña y el **pH aumenta** (será menos ácido).
- 156.-/ a) $[\text{HCl}]_{\text{preparada}} = 0,193$ M; **pH = 0,72**
b) **9,6 mL** de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. $2 \text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 157.-/ a) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (Ácido: cede un H^+);
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ (Básico: acepta un H^+)
b) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ (Básico: acepta un H^+), **pH > 7**
c) De mayor a menor acidez:
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4}$ M ($\text{pH}=4$) > $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$ M ($\text{pH}=7$) > $[\text{OH}^-] = 10^{-4}$ M ($\text{pH}=10$)
- 158.-/ a) **10,82 M**; **92,4 mL** de KOH industrial
b) **270,5 mL** de HClO_4 2M
- 159.-/ a) $[\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COO}^-] = 3,98 \cdot 10^{-3}$ M; $\alpha = 0,245$ (24,5%)
b) $K_a = 1,29 \cdot 10^{-3}$; $K_b = 7,75 \cdot 10^{-12}$
- 160.-/ a) $\text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $K_a = \frac{[\text{ClO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}_2]}$
b) $\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO}_2 + \text{OH}^-$ $K_b = \frac{[\text{HClO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{ClO}_2^-]}$
c) $K_b = 9,09 \cdot 10^{-13}$. ($K_a \cdot K_b = 10^{-14}$)
- 161.-/ a) **10,52 mL** de NaOH industrial
b) **190 mL** de H_2SO_4 0,25 M
- 162.-/ a) **pH = 13,3**; $[\text{Na}^+] = 0,1$ M; $[\text{K}^+] = 0,1$ M; $[\text{OH}^-] = 0,2$ M
b) **20 mL** de HCl 0,5 M

- 163.-/ a) Falsa.** Al tener una K_a tan pequeña ($1,38 \cdot 10^{-4}$) estará poco ionizado y por lo tanto es un ácido débil. Se considera que un ácido es fuerte cuando su ionización es prácticamente total (100%) y su $K_a > 55$.
- b) Verdadera.** $K_a \cdot K_b = K_w$; $K_b = 7,24 \cdot 10^{-11}$
- c) Verdadera.** El pH de un ácido es menor que 7 ($\text{pH} < 7$) y como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, el $\text{pOH} > 7$ y por lo tanto **pOH > pH**.

- 164.-/ a) $c = 0,014 \text{ M}$ ($0,01389 \text{ M}$); $\alpha = 0,1416$ (14,16%)
b) $\text{pH} = 2,7$; $[\text{R-COOH}] = 0,012 \text{ M}$; $[\text{R-COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,98 \cdot 10^{-3}$**

- 165.-/ a) $c = 0,4 \text{ M}$ b) $26,73 \text{ g de Ba(OH)}_2$**

- 166.-/ a) Falsa.** Si una base es fuerte su K_b será alta y como ha de cumplirse que $K_a \cdot K_b = K_w$, cuanto mayor es K_b menor será la K_a de su ácido conjugado y por lo tanto al ser menor K_a menos fuerte es su ácido conjugado.
- b) Verdadera.** En una disolución acuosa de una base su $\text{pH} > 7$ y como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, si el $\text{pH} > 7$, el pOH es menor que 7.
- c) Verdadera.** Se comporta como sustancia anfótera ya que puede ceder H^+ (*comportándose como ácido*) o aceptar H^+ (*comportándose como base*):



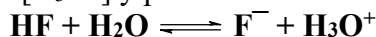
Ácido



Base

- 167.-/ a)** $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,03962 \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = 2,52 \cdot 10^{-13}$ **b)** $\alpha = 0,0178$ (1,78%); **pH** = 1,4

- 168.- a) HF.** A mayor valor de la constante de acidez, K_a , más desplazado está el equilibrio hacia la derecha, mayor será la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y por lo tanto el ácido es más fuerte, está más ionizado.



- b) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ Par conjugado: $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$
Ácido Base conjugada



Ácido

Base conjugada

Par conjugado: **HCN / CN⁻**

- c) $K_b = 2,778 \cdot 10^{-11}$ ($K_a \cdot K_b = 1 \cdot 10^{-14}$)**

- 169.-/ a) $\alpha = 3,28 \cdot 10^{-5}$**
b) pH = 9,12

- 170.-/ a) Falsa.** Los iones OH^- sí existen pues ha de cumplirse el producto iónico del agua: $[\text{H}_3\text{O}^+]\cdot[\text{OH}^-] = 1\cdot 10^{-14}$, lo que sí ocurre es que la $[\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$.
- b) Verdadera.** El NaCN es una sal que proviene de un ácido débil (HCN) y una base fuerte (NaOH) y el ion CN^- tiene hidrólisis: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$. El ion CN^- se comporta como una base ya que acepta un H^+ del agua. Se trata de una hidrólisis **básica** con **pH > 7**.
- c) Falsa.** El HCl es un ácido fuerte porque está ionizado al 100% en disolución y es independiente de la concentración inicial del ácido.

- 171.-/ a) $c = 9,62 \cdot 10^{-3} \text{ M}$**
b) 8 g de $\text{Mg}(\text{OH})_2$

- 172.-/ a) $\alpha = 3,49 \cdot 10^{-4}$; $[\text{ClO}^-] = 1,047 \cdot 10^{-4} \text{ M}$**
b) $K_a = 3,65 \cdot 10^{-8}$; $K_b = 2,74 \cdot 10^{-7}$

- 173.-/ a) **Falsa.** Si el ácido es débil está muy poco ionizado por lo que la $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll 0,1 \text{ M}$, por lo tanto, el $\text{pH} > 1$.
b) **Falsa.** Si la disolución es ácida la $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$, ya que la $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$, y se ha de cumplir el producto iónico del agua: $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$.
c) **Verdadera.** En el equilibrio $[\text{HA}] = c(1-\alpha)$ y como se trata de un ácido débil α es muy pequeña y despreciable frente a 1, por lo que la $[\text{HA}] \approx c$. La $[\text{A}^-] = c\alpha$ y al ser α muy pequeño, $c\alpha \ll c$. Por lo tanto, la $[\text{HA}] > [\text{A}^-]$.
- 174.-/ a) $[\text{HA}] = 2,14 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
b) **28 mL** de disolución de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 2 M
- 175.-/ a) HNO_3 y H_3O^+ (ceden H^+ : **ácidos**)
 $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$
b) S^{2-} y NH_3 (aceptan H^+ : **bases**)
 $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
c) HSO_4^- y H_2O (aceptan y ceden H^+ : **anfóteros**)
 $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
 $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{OH}^-$
 $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$
- 176.-/ a) **3,78 mL** de NH_3 comercial
b) $\text{pH} = 11,13$; $\alpha = 0,0134$ (1,34%)
- 177.-/ a) $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,24 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,996 \text{ M} \approx 1 \text{ M}$; $\text{pH} = 2,37$
b) **92 mL** de agua
- 178.-/ a) **Verdadera.** Si $[\text{A}^-] > [\text{B}^-]$ significa que el ácido HA está más ionizado que el HB y por lo tanto es más fuerte HA que HB, pues la $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HA}} = [\text{A}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HB}} = [\text{B}^-]$.
b) **Falsa.** Al estar más ionizado el ácido HA su K_a será mayor, ya que el numerador de la constante K_a (HA) es mayor y por lo tanto la K_a (HA) $>$ K_a (HB).
c) **Falsa.** El pH de la disolución del ácido HA es más bajo, al ser más fuerte, la $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HA}}$ es mayor y por lo tanto su pH (HA) $= -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ es más pequeño. Sabemos que la concentración $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HA}} > [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HB}}$, y tomando logaritmos en ambos miembros y multiplicando por (-1) se demuestra que $-\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HA}} < -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HB}}$, por lo tanto, pH (HA) $<$ pH (HB).
- 179.-/ a) $[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,244 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; $[\text{HCOOH}] = 0,1 \text{ M}$; $\text{pH} = 2,37$
b) $\alpha = 0,0407$ (4,07%); $K_b = 5,56 \cdot 10^{-11}$
- 180.-/ a) **463,6 mL** de KOH comercial; $\text{pH} = 13,7$
b) **100 mL** de H_2SO_4 0,25 M
- 181.-/ a) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ Par conjugado: $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} / \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$
Ácido Base conjugada
 $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ Par conjugado: HCN / CN^-
Ácido Base conjugada
- b) CN^- . La base conjugada más fuerte será la que proviene del ácido más débil pues su K_b será mayor, ya que $K_b = 10^{-14}/K_a$ y la base CN^- estará más ionizada.
c) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$. Tendrá un pH menor la disolución del ácido más fuerte, ya que su $[\text{H}_3\text{O}^+]^+$ es mayor y por lo tanto su $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ será más pequeño (más ácido).

182.-/ a) $\alpha = 9,01 \cdot 10^{-3}$ (0,9%); $K_a = 6,148 \cdot 10^{-5}$
b) pH = 2,52; $\alpha = 0,0202$ (2,02%)

183.-/ a) **Neutro**. Sal de ácido fuerte (HNO_3) y base fuerte (KOH). Ninguno de los dos iones tiene hidrólisis: $\text{K}^+ + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ No hay hidrólisis; $\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ No hay hidrólisis.
b) **Ácido**. Sal de ácido fuerte (HCl) y base débil (NH_3). El ion amonio NH_4^+ tiene hidrólisis: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, (**ácido**: cede un H^+). El ion Cl^- no tiene hidrólisis.
c) **Básico**. Sal de ácido débil (H_2CO_3) y base fuerte (NaOH). El ion carbonato CO_3^{2-} tiene reacción de hidrólisis básica pues acepta un H^+ : $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$. El ion Na^+ no tiene reacción de hidrólisis.

184.-/ a) 25,9 mL de H_2SO_4
b) pH = 12

185.-/ a) **NaOH**. El NaOH es una base fuerte completamente disociada: $\text{NaOH} (\text{ac}) \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ y su pH será muy básico y por tanto tendrá un valor muy alto (cercano a 14). El NH_3 también tiene un pH básico, pero al ser una base débil, su $[\text{OH}^-]$ es menor y por lo tanto su pH es más bajo que el de la disolución de NaOH.
b) **NH_4Cl** . Es una sal que proviene de un ácido fuerte (HCl) y una base débil (NH_3) ionizada: $\text{NH}_4\text{Cl} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$. El ion Cl^- no tiene hidrólisis, pero sin embargo el NH_4^+ tiene hidrólisis: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, que es una hidrólisis ácida ya que el ion NH_4^+ cede un H^+ al agua y su comportamiento será ácido con un pH < 7, es decir, la $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$ y por tanto la $[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ M}$.
c) **NaCl**. Es una sal que proviene de ácido fuerte (HCl) y base fuerte (NaOH) disociada según: $\text{NaCl} (\text{ac}) \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$. Los iones Na^+ y Cl^- no sufre hidrólisis y por lo tanto la disolución es neutra con pH = 7, y por ello la $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.

186.-/ a) 0,1 M; pH = 1
b) 250 mL de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,02 M

187.-/ a) **Falsa**. En una disolución básica la $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$, ya que ha de cumplirse el producto iónico del agua: $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$. Por lo tanto, sí existe la especie $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
b) **Verdadera**. Al disminuir la concentración del ácido también disminuye la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y como $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, el valor del pH aumentará.
c) **Falsa**. Si calculamos el nº de equivalentes de ácido = $M_a \cdot V_a \cdot (\text{n}^\circ \text{H})$ es 0,1 eq. HCl y el nº de equivalentes de la base = $M_b \cdot V_b \cdot (\text{n}^\circ \text{OH})$ es 0,1 eq. NaOH . Como la reacción transcurre equivalente a equivalente, todo el ácido es neutralizado por la base y por lo tanto el pH final será neutro (pH = 7), ya que el HCl es un ácido fuerte y la NaOH es una base fuerte, que al neutralizarse forman NaCl , sal neutra que no tiene reacción de hidrólisis.

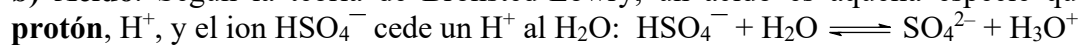
188.-/ a) pH = 2,26; $\alpha = 0,0549$ (5,49%)
b) $K_a = 3,189 \cdot 10^{-4}$

- 189.-/ a) Falsa.** El NH_4NO_3 es una sal que proviene de un ácido fuerte (HNO_3) y una base débil (NH_3). En disolución: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$. El ion NO_3^- no tiene hidrólisis al provenir de un ácido fuerte, mientras que el ion NH_4^+ sí tiene hidrólisis al derivar de una base débil: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, que es una hidrólisis ácida ya que el ion NH_4^+ cede un H^+ al agua y se comporta como ácido de Brönsted-Lowry y su $\text{pH} < 7$.
- b) Falsa.** Si un ácido es fuerte está ionizado completamente. Si $[\text{HA}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,001 \text{ M}$, su $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 3$ y si $[\text{HA}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0001 \text{ M}$, su $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 4$. Por lo tanto, el pH estaría comprendido entre 3 y 4 y no puede ser 2,17.
- c) Verdadera.** El NaNO_3 es una sal que proviene de ácido fuerte (HNO_3) y base fuerte (NaOH) y por lo tanto sus iones no tienen hidrólisis y su pH es 7 (neutro).
El CH_3COONa es una sal que deriva de un ácido débil (CH_3COOH) y una base fuerte (NaOH). En disolución: $\text{CH}_3\text{COONa} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$. El ion Na^+ no sufre reacción de hidrólisis ya que proviene de base fuerte, mientras que el ion acetato CH_3COO^- sí tiene hidrólisis: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ que se comporta como base de Brönsted-Lowry ya que acepta un H^+ y su pH será básico, mayor de 7. Por lo tanto, el pH de la disolución de NaNO_3 ($\text{pH}=7$) es menor que el de la disolución de CH_3COONa ($\text{pH}>7$).
- 190.-/ a) $K_a = 0,17$**
b) $\text{pH} = 1,47$; $\alpha = 0,835$ (83,5%)
- 191.-/ a) $[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,23 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; $[\text{R-COOH}] \approx 0,1 \text{ M}$; $\alpha = 0,0123$ (1,23%)**
b) $\text{pH} = 3,06$; $\alpha = 0,0174$ (1,74%)
- 192.-/ a) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$.** El NH_3 se comporta como una **base** de acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry ya que acepta un H^+ en disolución acuosa.
- b) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$.** El CH_3COONa es una sal que deriva de un ácido débil (CH_3COOH) y una base fuerte (NaOH).
En disolución: $\text{CH}_3\text{COONa} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$. El ion Na^+ no sufre reacción de hidrólisis ya que proviene de base fuerte, mientras que el ion acetato CH_3COO^- sí tiene hidrólisis y como acepta un H^+ se comporta como una base de Brönsted-Lowry y tendrá un pH básico, mayor de 7.
- c) CO_3^{2-} .** La reacción será: $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$. El ion HCO_3^- se tiene que comportar como un ácido para que tenga base conjugada, debe ceder un H^+ para que se comporte como ácido de Brönsted-Lowry y su base conjugada será el ion carbonato, CO_3^{2-} .
- 193.-/ a) 0,063 g de NaOH**
b) 0,14 mL de HCl del 35,2%
- 194.-/ a) $\alpha = 6,8 \cdot 10^{-3}$ (0,68%)**
b) $\text{pH} = 11,21$
- 195.-/ a) 0,45 M; $\text{pH} = 13,65$**
b) 1,12 g de KOH

- 196.-/ a) Ácido ($\text{pH} < 7$).** El NH_4Cl es una sal que proviene de un ácido fuerte (HCl) y una base débil (NH_3). El ion Cl^- no tiene hidrólisis y el ion NH_4^+ tiene una **hidrólisis ácida** ya que cede un H^+ al agua comportándose como un ácido, según la teoría de Brönsted-Lowry:



- b) Ácido.** Según la teoría de Brønsted-Lowry, un ácido es aquella especie que **cede un protón**, H^+ , y el ion HSO_4^- cede un H^+ al H_2O : $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$



- c) El pH baja.** El NH_3 es una base débil y al añadirle agua a la disolución su concentración disminuye y por tanto la $[\text{OH}^-]$ disminuye también y la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ aumentará, por lo que el pH será menos básico y tendrá un valor más pequeño.

- 197.-/ a) Falsa.** Los pares conjugados ácido/base difieren en un protón (H^+). Serían pares conjugados: $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ o $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$.

- b) Falsa.** Al diluir una disolución de un ácido fuerte disminuye su concentración y por lo tanto disminuye la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y eso conlleva que el $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ será más alto.

- c) Verdadera.** Ambas sales provienen de ácido fuerte (HCl) y bases fuertes (NaOH y KOH), por lo tanto, sus iones no sufren hidrólisis y el pH será neutro igual a 7.

- 198.-/ a) $\text{pH} = 10,86$; $K_b = 1,77 \cdot 10^{-5}$ b) $[\text{NH}_3] = 0,0575 \text{ M}$**

- 199.-/ a) $[\text{HNO}_3] = 0,06 \text{ M}$; $\text{pH} = 1,22$ b) 27,81 mL de KOH del 40%**

- 200.-/ a) $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$** Pares conjugados: $\text{HClO} / \text{ClO}^-$
Ácido Base conjugada $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$



- b) CN^- .** Cuanto menor es K_a mayor será la constante de basicidad, K_b , de su base conjugada.

Haciendo el cálculo numérico: $K_b(\text{ClO}^-) = K_w / K_a = 2,5 \cdot 10^{-7}$

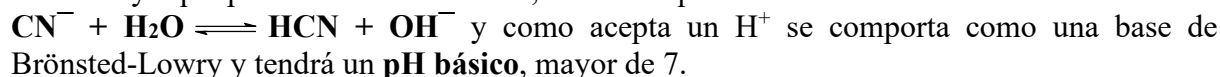
$$K_b(\text{CN}^-) = K_w / K_a = 1,38 \cdot 10^{-5}$$

- c) **No tendrán el mismo pH.** El ácido HClO es más fuerte que el HCN , ya que su K_a es mayor, por lo tanto, estará más dissociado y la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será mayor, por ello el pH del HClO será menor que el pH del HCN : **$\text{pH}(\text{HClO}) < \text{pH}(\text{HCN})$.**

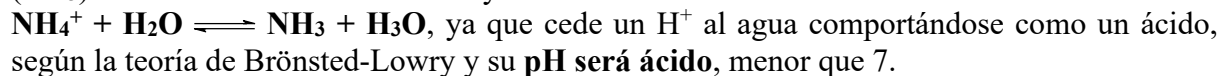
- 201.-/ a) $\alpha = 3 \cdot 10^{-3}$ (0,3%); pH = 11,78**
b) 0,24 g de NaOH

- 202.-/ a) pH = 7** (neutro). El NaNO_3 es una sal que proviene de ácido fuerte (HNO_3) y base fuerte (NaOH) y por lo tanto sus iones, Na^+ y NO_3^- , no tienen hidrólisis y su pH es 7 (neutro).

- b) **pH > 7** (básico). El NaCN es una sal que proviene de un ácido débil (HCN) y una base fuerte (NaOH). En disolución: $\text{NaCN} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{CN}^-$. El ion Na^+ no sufre reacción de hidrólisis ya que proviene de base fuerte, mientras que el ion cianuro CN^- sí tiene hidrólisis: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$ y como acepta un H^+ se comporta como una base de Brönsted-Lowry y tendrá un **pH básico**, mayor de 7.



- c) $\text{pH} < 7$ (ácido). El NH_4Cl es una sal que proviene de un ácido fuerte (HCl) y una base débil (NH_3). El ion Cl^- no tiene hidrólisis y el ion NH_4^+ tiene una **hidrólisis ácida**:



- 203.-/ a) $[\text{CN}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ M}$; $[\text{HCN}] = 9,9975 \cdot 10^{-3} \text{ M} \approx 0,01 \text{ M}$**

- b) $\alpha = 2,51 \cdot 10^{-4}$ (0,025%); $K_a = 6,3 \cdot 10^{-10}$**

204.-/ a) $\alpha = 0,017$ (1,7%); $K_a = 1,73 \cdot 10^{-4}$
b) $\text{pH} = 2,24$

205.-/ a) $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$

b) $K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$

c) **No.** Al ser una base, la $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ y puesto que el $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$, su pH será básico > 7 . El $\text{pH} = 5$ corresponde a un ácido, puesto que su valor es inferior a 7.

206.-/ a) $c_0 = 3,157 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
b) $\text{pH} = 5,65$

207.-/ a) **El pH aumenta.** El ácido acético, CH_3COOH , tiene un pH ácido < 7 . El CH_3COONa es una sal que proviene de un ácido débil (CH_3COOH) y una base fuerte (NaOH) y por lo tanto tendrá hidrólisis, ya que el ion acetato, CH_3COO^- , tiene una hidrólisis básica ($\text{pH} > 7$) pues acepta un H^+ : $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ y por lo tanto al añadir CH_3COONa a la disolución de CH_3COOH el pH aumentará.

b) **El pH disminuye.** El HCl tiene un pH ácido < 7 , al ser un ácido fuerte. El NaCl es una sal que deriva de un ácido fuerte (HCl) y una base fuerte (NaOH) por lo que no tiene hidrólisis y su pH es neutro $= 7$. Por lo tanto, al añadir HCl a la disolución de NaCl el pH disminuirá haciéndose ácido, menor de 7.

c) **El pH aumenta.** El pH inicial del HNO_3 0,1 M es 1, al ser un ácido fuerte ionizado totalmente. Al añadir KOH 0,1 M, se produce una neutralización entre una base fuerte y un ácido fuerte: $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ y parte del ácido se neutraliza, por lo que el pH aumentará.

El nº de equivalentes de ácido $\text{HNO}_3 = M_a \cdot V_a \cdot (n^\circ\text{H})_a = 0,1 \cdot 0,02 \cdot 1 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ eq. ácido.}$

El nº de equivalentes de base $\text{KOH} = M_b \cdot V_b \cdot (n^\circ\text{OH})_b = 0,1 \cdot 0,01 \cdot 1 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ eq. base.}$

Al ser el nº H y el nº OH = 1, el nº de equiv. coincide con el nº de moles.

Como la reacción transcurre equivalente a equivalente, hay un exceso de ácido que quedará sin neutralizar y por lo tanto la nueva concentración de $\text{HNO}_3 = (2 \cdot 10^{-3} - 1 \cdot 10^{-3}) \text{ mol} / 0,03 \text{ L} = 0,033 \text{ M}$ y el $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,48$, por lo que el pH aumenta.

208.-/ a) $c = 0,39 \text{ M}$; $\text{pH} = 0,41$
b) **19,5 mL** de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,1 M

209.-/ a) $\text{pH} = 0,55$. **Se puede emplear la disolución diluida, ya que su $\text{pH} \leq 1$.**
b) **714,7 mL** de disolución de $\text{Mg}(\text{OH})_2$

210.-/ a) **Falsa.** La reacción entre un ácido y una base dan sal y agua, pero si se trata de un ácido y su base conjugada no se produce la sal, pues el anión del ácido y su base conjugada es el mismo y no puede dar lugar a la sal.

b) **Falsa.** La base conjugada de un ácido débil es también débil. En el caso del ácido benzoico, $K_b = K_w / K_a = 1,54 \cdot 10^{-10}$, que una constante muy pequeña y por lo tanto la base es muy débil, poco ionizada.

c) **Falsa.** Un par conjugado difieren en un H^+ , por lo que la base conjugada del H_3O^+ será H_2O y no el ion OH^- : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$

211.-/ a) $c = 0,39 \text{ M}$; **1,79 mL** CH_3COOH comercial
b) $\alpha = 4,24 \cdot 10^{-3}$ (0,424 %); **pH = 2,37**

212.-/ a) **Verdadera**. Si $[\text{A}^-] > [\text{B}^-]$ significa que el ácido HA está más ionizado que el HB y por lo tanto es más fuerte HA que HB, pues la $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HA}} = [\text{A}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HB}} = [\text{B}^-]$.
b) **Falsa**. El pH de la disolución del ácido HA es más bajo, al ser más fuerte, la $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HA}}$ es mayor y por lo tanto su pH (HA) = $-\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ es más pequeño. Sabemos que la concentración $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HA}} > [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HB}}$, y tomando logaritmos en ambos miembros y multiplicando por (-1) se demuestra que $-\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HA}} < -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HB}}$, por lo tanto, **pH (HA) < pH (HB)**.
c) **Falsa**. Al añadir agua diluimos los ácidos y las concentraciones de HA y HB disminuyen y por lo tanto las $[\text{H}_3\text{O}^+]$ también disminuyen, y como el $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$, al disminuir la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ el **pH aumentará**.

213.-/ a) $\alpha = 0,631$ (63,1%); $K_a = 0,107$
b) **pH = 2,3**

214.-/ a) $\alpha = 2,06 \cdot 10^{-3}$ (0,206 %); $[\text{R-COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 6,31 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; $[\text{R-COOH}] = 3,054 \text{ M}$
b) $K_a = 1,3 \cdot 10^{-5}$; $K_b = 7,7 \cdot 10^{-10}$

215.-/ a) **Falsa**. Al ser HX un ácido fuerte se encuentra totalmente ionizado, independientemente de su concentración: $\text{HX} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{X}^- + \text{H}_3\text{O}^+$, y la proporción de X^- es mayor que la de HX, que prácticamente es nula.
b) **Verdadera**. El CH_3COONa es una sal que proviene de un ácido débil (CH_3COOH) y una base fuerte (NaOH): $\text{CH}_3\text{COONa} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$.
El ion Na^+ , al proceder de una base fuerte, no tiene hidrólisis:
 $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{No hay hidrólisis}$
El ion acetato, CH_3COO^- , al proceder de un ácido débil, sí tiene hidrólisis:
 $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$. Es una hidrólisis básica ($\text{pH} > 7$) en la que se producen iones OH^- .
c) **Verdadera**. El HCl es un ácido fuerte, totalmente ionizado: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$, y, por tanto, la $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M}$ y el $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,1) = 1$.
El CH_3COOH es un ácido débil que está muy poco ionizado:
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ y su $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll 0,1 \text{ M}$, con lo que el pH será mayor de 1. (Si se hace el cálculo numérico, se obtiene un $\text{pH} = 2,88$).

216.-/ a) $\alpha = 0,02$ (2 %)
b) $K_a = 2,04 \cdot 10^{-5}$

217.-/ a) a) $[\text{HCl}]_{\text{diluida}} = 0,747 \text{ M}$; **pH = 0,13**
b) **0,1494 L** de $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{149,4 mL}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

- 218.-/ a) pH básico** ($\text{pH} > 7$). El NH_3 se comporta como una base, ya que acepta un H^+ , de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
- b) pH básico** ($\text{pH} > 7$). El NaBrO es una sal que procede de un ácido débil (HBrO) y una base fuerte (NaOH): $\text{NaBrO} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{BrO}^-$.
El ion Na^+ , al proceder de una base fuerte, no tiene hidrólisis:
 $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ No hay hidrólisis
El ion hipobromito, BrO^- , al proceder de un ácido débil, sí tiene hidrólisis:
 $\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HBrO} + \text{OH}^-$. Es una hidrólisis básica ($\text{pH} > 7$) en la que el BrO^- acepta un H^+ y se producen iones OH^- .
- c) pH básico** ($\text{pH} > 7$). Se produce una neutralización entre una base fuerte y un ácido fuerte:
 $\text{NaOH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
El nº de equivalentes de ácido $\text{HCl} = M_a \cdot V_a \cdot (\text{n}^\circ\text{H})_a = 0,2 \cdot 0,1 \cdot 1 = \mathbf{0,02 \text{ eq. ácido HCl}}$
El nº de equivalentes de base $\text{NaOH} = M_b \cdot V_b \cdot (\text{n}^\circ\text{OH})_b = 0,2 \cdot 0,15 \cdot 1 = \mathbf{0,03 \text{ eq. base NaOH}}$.
Al ser el nº H y el nº OH = 1, el nº de equivalentes coincide con el nº de moles.
Como la reacción transcurre equivalente a equivalente, hay un exceso de base, NaOH , que quedará sin neutralizar y por lo tanto el pH final será **básico** ($\text{pH} > 7$).
Si hacemos el cálculo numérico (*no hace falta para la respuesta*), la concentración de NaOH sin neutralizar = $(0,03 - 0,02) \text{ mol} / 0,250 \text{ L} = 0,04 \text{ M}$ y el $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,04) = 1,4$, por lo que el **pH** = $14 - 1,4 = \mathbf{12,6}$.
- 219.-/ a) $[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0,0108 \text{ M}$; pH = 12,33**
b) pH = 11,51
- 220.-/ a) HCO_3^- .** El ion HCO_3^- es anfótero ya que se puede comportar como ácido y como base:
(Ácido) $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$; **(Base)** $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
El ion CO_3^{2-} solo se puede comportar como **base**: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
El H_2CO_3 sólo se puede comportar como **ácido**: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- b) H_2PO_4^- .** $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$
Base Ácido conjugado
- c) NH_4Cl .** El KCl es una sal que proviene de un ácido fuerte (HCl) y una base fuerte (KOH) y ninguno de sus iones, K^+ y Cl^- , tienen hidrólisis y, por lo tanto, su pH es 7 (neutro). El NH_4Cl proviene de un ácido fuerte (HCl) y una base débil (NH_3). El ion NH_4^+ sufre una hidrólisis ácida ($\text{pH} < 7$): $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$. El ion amonio cede un H^+ al agua comportándose como un ácido, según la teoría de Brønsted-Lowry y su pH será ácido, menor que 7. Por lo tanto, el **NH_4Cl presenta el pH más bajo**.
- 221.-/ a) 0,1 M; pH = 1**
b) 250 mL de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,02 M
- 222.-/ a) 46,2 mL de KOH industrial**
b) 270,5 mL de HClO_4 2 M
- 223.-/ a) $[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,23 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; $[\text{R-COOH}] = 0,099 \text{ M} \approx 0,1 \text{ M}$; $\alpha = 0,0123$ (1,23%)**
b) pH = 3,06
- 224.-/ a) $[\text{HNO}_3] = 0,0284 \text{ M}$; pH = 1,55**
b) 0,142 L de NaOH 0,02 M = 142 mL de NaOH 0,02 M

225.-/ a) De acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry, una base fuerte está ionizada totalmente en disolución acuosa, al 100% y, por lo tanto, su ácido conjugado será un **ácido muy débil**:

$\text{BOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{B}^+ + \text{OH}^-$. El ácido conjugado de la base fuerte BOH es B^+ que es débil.

b) $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$. Pares ácido-base conjugados: HCN/CN^- y $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$

c) El NaNO_3 es una sal que procede de un ácido fuerte (HNO_3) y una base fuerte (NaOH).

$\text{NaNO}_3 \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$. Al proceder de ácido y base fuertes, ninguno de los dos iones (Na^+ y NO_3^-) tienen hidrólisis, por lo tanto, su pH será neutro, es decir, al disolver esta sal en agua el pH no cambia.

d) HCO_3^- . Son sustancias anfóteras aquellas que pueden actuar como ácido y como base.

El ion HCO_3^- es anfótero ya que se puede comportar como ácido (*cede H^+*) y como base (*acepta H^+*):

(Ácido) $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

(Base) $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$

El ion CO_3^{2-} solo se puede comportar como **base**: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

El H_2CO_3 sólo se puede comportar como **ácido**: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$

226.-/ a) $\text{pH} = 2,59$

227.-/ a) $c_0 = 0,0227 \text{ M}$; $\alpha = 0,0278$ (2,78%)

b) **0,0126 g** de NaOH

228.-/ a) **1,3 mL** de la disolución de HCl comercial (37% y $d = 1,19 \text{ g/mL}$)

----oOOo----