

- 22.-/ a) HCO_3^- puede actuar como **ácido** o como **base (anfótera)**; 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.-/ $\text{CaCl}_2 =$ Neutro ; $\text{NH}_4\text{Cl} =$ Ácido ; $\text{Na}_2\text{CO}_3 =$ 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)
Anfótera $\left\{ \begin{array}{l} \text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (Ácido)} \\ \text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{OH}^- \text{ (Base)} \end{array} \right.$
b) HBrO/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 (HNO₃) < pH (NH₄Cl) < pH (KNO₃) < pH (NH₃) b) NH₃ y NH₄Cl
- 46.-/ a) K_a = 5,26·10⁻⁸ b) Ver teoría
- 47.-/ a) CH₃COO⁻ + H₂O ⇌ CH₃COOH + OH⁻ (pH > 7)
b) KNO₃: pH = 7
c) NH₄⁺ + H₂O ⇌ NH₃ + H₃O⁺ (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) H₃O⁺ / H₂O ; H₂S / HS⁻ ; H₂PO₄⁻ / HPO₄²⁻ ; H₂SO₄ / HSO₄⁻
b) H₂O / OH⁻ ; HS⁻ / S²⁻ ; HPO₄²⁻ / PO₄³⁻ ; HSO₄⁻ / SO₄²⁻
- 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 HNO₃ 0,1 M
- 54.-/ NH₃ (Base) ; HNO₂ (Ácido) ; OH⁻ (Base) ; HCO₃⁻ (Anfótera) ; CO₃²⁻ (Base)
- 55.-/ a) [H₃O⁺] = [A⁻] = 1,67·10⁻⁴ M ; [HA] ≈ 0,1 M ; [OH⁻] = 6·10⁻¹¹ M. b) Ver teoría
- 56.-/ pH = 12,91
- 57.-/ a) Sí. Sal de ácido débil y base fuerte (CH₃COONa)
b) Sí. Sal de ácido fuerte y base débil (NH₄Cl)
- 58.-/ a) pH > 7 b) pH < 7 c) pH = 7
- 59.-/ a) pH = 2,52 ; α = 6 % b) K_a = 1,91·10⁻⁴
- 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) pH = 1,52 ; pH = 12,7 b) pH = 12
- 64.-/ a) pH = 2,876 b) K_a = 1,79·10⁻⁵
- 65.-/ a) CN⁻ + H₃O⁺ ⇌ HCN + H₂O
b) NH₄⁺ + OH⁻ ⇌ NH₃ + H₂O
c) NO₂⁻ + H₂O ⇌ HNO₂ + OH⁻

- 66.-/ a) 0,1 M b) $V' = 10$ mL de HNO_3 0,1 M. Procedimiento: ver teoría
- 67.-/ a) $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 1,897 \cdot 10^{-3}$ M ; $[\text{NH}_3] = 0,198$ M ; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,27 \cdot 10^{-12}$ M
b) $\text{pH} = 11,28$; $\alpha = 0,945$ %
- 68.-/ a) Falsa b) Verdadera c) Falsa
- 69.-/ a) $[\text{OH}^-] = 0,1$ M ; $[\text{Ba}^{2+}] = 0,05$ 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 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 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) $c = 0,0178$ 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) $\text{pH} = 13$
- 79.-/ a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1$ 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 g de NaOH del 80 % ; $\text{pH} = 12,4$ b) 8 mL de NaOH 0,025 M
- 86.-/ a) NH_3 : Básico ; CO_3^{2-} : Básico ; HNO_2 : Ácido b) Ver 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) $\alpha = 1,34 \%$; $\text{pH} = 11,13$
- 105.-/ a) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$
- 106.-/ a) $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ b) $K_b = 1,93 \cdot 10^{-5}$. (Despreciando α : $K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$)
- 107.-/ a) NH_4NO_3 : Reacción de hidrólisis: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
 b) Na_2CO_3 : Reacción de hidrólisis: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
 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**

- 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 $[\text{H}_3\text{O}^+]$ 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 $[\text{OH}^-]$ y por ello el pH disminuye, pues al disminuir la $[\text{OH}^-]$ aumenta la $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
- 141.-/ a) $\text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$
 Ácido 1 Base 2 Base 1 Ácido 2
b) $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
 Base 1 Ácido 2 Ácido 1 Base 2
c) $\text{CN}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCN}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
 Base 1 Ácido 2 Ácido 1 Base 2
- 142.-/ a) 0,13 g de HClO_2 b) $\alpha = 0,52$ (52%)
- 143.-/ a) $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $K_a = \frac{[\text{ClO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]}$
b) $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$ $K_b = \frac{[\text{HClO}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]}$
c) $K_b = 3,33 \cdot 10^{-7}$. $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$

158.-/ a) 10,82 M; 92,4 mL de KOH industrial

b) 270,5 mL de HClO₄ 2M159.-/ a) $[\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COO}^-] = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; $\alpha = 0,245$ (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) $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$ $K_b = \frac{[\text{HClO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{ClO}_2^-]}$ 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 H₂SO₄ 0,25 M162.-/ a) pH = 13,3; $[\text{Na}^+] = 0,1 \text{ M}$; $[\text{K}^+] = 0,1 \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = 0,2 \text{ M}$

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

----oOOo----