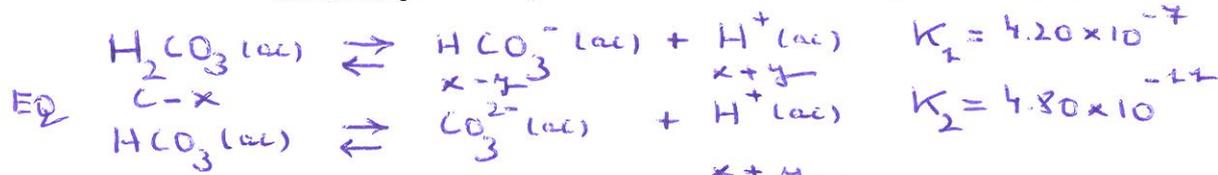


8.5. Calcula las concentraciones de H^+ , OH^- , HCO_3^- y CO_3^{2-} en una disolución acuosa $5.00 \cdot 10^{-2}$ M de H_2CO_3 . ¿Cuál es el pH de esta disolución? Datos: $K_1 = 4.20 \cdot 10^{-7}$; $K_2 = 4.80 \cdot 10^{-11}$.



$$K_1 = 4.20 \cdot 10^{-7} = \frac{(x-y)(x+y)}{C-x} \approx \frac{x^2}{C-x} \quad \left\{ \begin{array}{l} 4.20 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{5 \cdot 10^{-2} - x} \rightarrow \\ x = \left\{ \begin{array}{l} 50 \\ 2.45 \cdot 10^{-4} \text{ M} \end{array} \right. \end{array} \right.$$

$$K_2 = 4.80 \cdot 10^{-11} = \frac{y \cdot (x+y)}{x-y} \approx \frac{y \cdot x}{x} = y$$

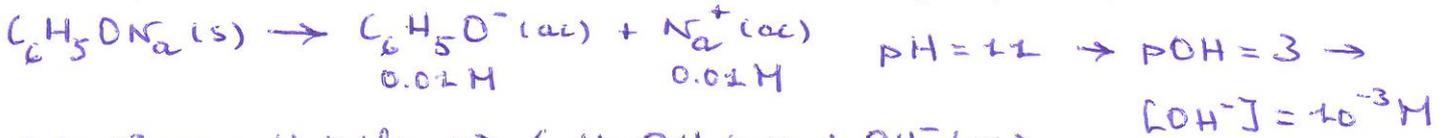
($K_1 \gg K_2 \Rightarrow x \gg y$ Prácticamente todas las $[H^+]$ proceden de la 1ª ioniz.)

$$[H^+] = 2.45 \cdot 10^{-4} + 4.80 \cdot 10^{-11} \approx 2.45 \cdot 10^{-4} \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 3.84$$

$$[HCO_3^-] = 2.45 \cdot 10^{-4} - 4.80 \cdot 10^{-11} \approx 2.45 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[CO_3^{2-}] = 4.80 \cdot 10^{-11} \text{ M} \quad K_w = 10^{-14} = [H^+][OH^-]; [OH^-] = 10^{-14} / 2.45 \cdot 10^{-4} \approx 6.9 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

8.8. Una disolución 0.0100 M de fenolato de sodio tiene un pH de 11. Escribe la expresión de la constante de hidrólisis y calcula los valores de K_b del fenolato y de K_a del fenol.

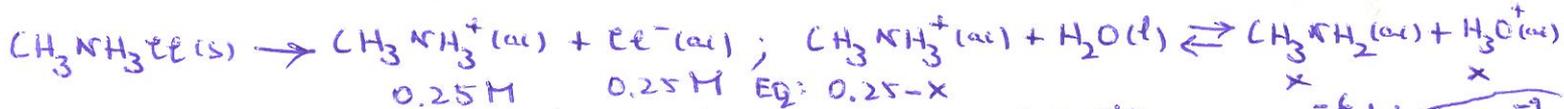


ICE
0.01
0.01-x

$$K_b \text{ (cte. hidrólisis)} = K_b = \frac{x^2}{0.01-x} = \frac{(10^{-3})^2}{0.01-10^{-3}} = 1.11 \times 10^{-4}$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1.11 \times 10^{-4}} = 9 \times 10^{-11}$$

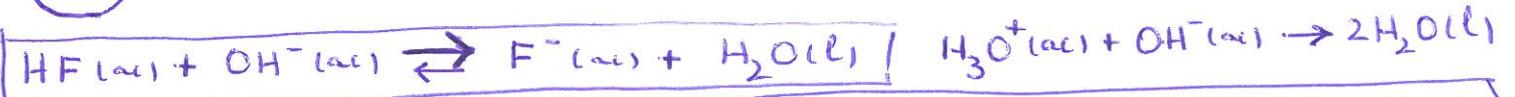
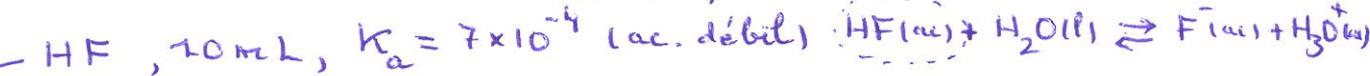
8.9. Calcula las concentraciones de ion metilamonio, metilamina ($K_b = 4.7 \cdot 10^{-4}$) y OH^- presentes en una disolución 0.25 M de cloruro de metilamonio.



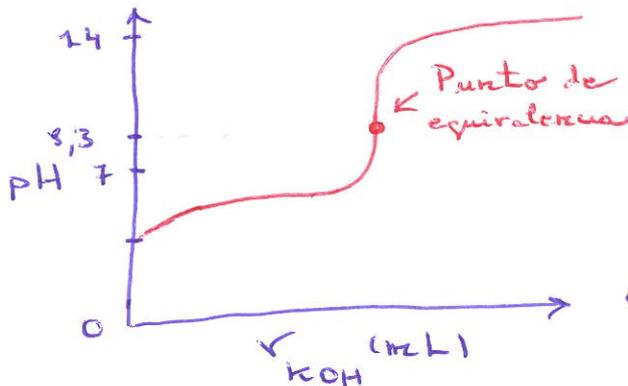
$$K_a = K_w / K_b = 10^{-14} / 4.7 \times 10^{-4} = x^2 / (0.25-x) \rightarrow x = [H_3O^+] = 2.3 \times 10^{-6} M$$

$[CH_3NH_3^+] = 0.25 - 2.3 \times 10^{-6} \approx 0.25 M$; $[CH_3NH_2] = 2.3 \times 10^{-6} M$; $[OH^-] = 10^{-14} / 2.3 \times 10^{-6} = 4.35 \times 10^{-9} M$

Al valorar 10.0 mL de disolución de ácido fluorhídrico ($K_a = 7.0 \cdot 10^{-4}$) con hidróxido de potasio 0.50 M, se han gastado 8.0 mL de base para alcanzar el punto de equivalencia. a) Escribe la reacción correspondiente. b) ¿Cuál es la concentración de la disolución de HF? c) ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia de la valoración?



NOTA: Curva de valoración



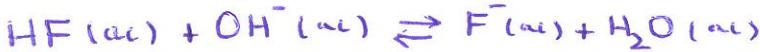
Punto de equivalencia $\rightarrow n_{HF} = n_{OH^-} = n_{KOH}$
 $n = n^{\circ} \text{ moles}$

$$n = \frac{n^{\circ} \cdot V}{\text{masa molar}} = [C] \cdot V$$

$$10 \cdot [HF] = 8 \cdot 0.5 \rightarrow [HF] = [HF]_0 = 0.4 M$$

$[HF]_0 = \frac{10 \cdot 0.4}{10+8} = 0.222 M$ Concentración HF al inicio de la mezcla.

$[KOH]_0 = [OH^-]_0 = \frac{8 \cdot 0.5}{10+8} = 0.222 M = [HF]_0$



ICE
0.222M 0.222M

0. EQUIV. $0.222-x \approx 0$ $0.222-x \approx 0$ $x = 0.222 M$



ICE
0.222M

EQ
0.222-y

$$K_b = \frac{K_w}{K_a(HF)} = \frac{10^{-14}}{7 \times 10^{-4}} = \frac{y^2}{0.222-y}$$

$y = 1.8 \times 10^{-6} M = [OH^-]$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{1.8 \times 10^{-6}} = 5.6 \times 10^{-9} M \rightarrow \boxed{pH = 8.3}$$

8.12. Calcula el pH de una disolución que se prepara disolviendo 1.00 mol de ácido láctico ($K_a = 1.4 \cdot 10^{-4}$) y 1.50 moles de lactato sódico en agua y completando el volumen de disolución hasta 500 mL. Si posteriormente agregamos a la disolución 0.25 moles de H^+ , calcula las concentraciones de ácido láctico, ion lactato y el nuevo pH de la disolución resultante. Considera que no hay cambio de volumen.

4.03

¿pH? 1 mol HA $K_a = 1.4 \cdot 10^{-4}$ + 1.5 mol NaA, $V_T = 0.5 L$
 Disolución reguladora: HA/NaA; $pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} = -\log [1.4 \cdot 10^{-4}] + \log \frac{1.5/0.5}{1/0.5}$

Disol. reg. + 0.25 moles H^+
 $HA(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$
 $[H_3O^+] = \frac{0.25 \text{ mol}}{0.5 L}$
 $(NaA \rightarrow Na^+ + A^-)$
 INI: $\frac{1}{0.5} = 2 M$ $\frac{1.5}{0.5} = 3 M$ $\frac{0.25}{0.5} = 0.5 M$
 EQ.: $2+x$ $3-x$ $0.5-x$
 $K_a = 1.4 \cdot 10^{-4} = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(3-x)(0.5-x)}{(2+x)} \rightarrow x = 0.49986 M \rightarrow [H^+] = 1.4 \cdot 10^{-4} M$
 $pH = -\log [H^+] = 3.85$

8.13. ¿Qué cantidad de disolución 0.200 M de fluoruro de sodio debe añadirse a 100 mL de otra disolución 0.100 M de ácido fluorhídrico para obtener una disolución reguladora de pH = 3? $K_a = 7.20 \cdot 10^{-4}$.

¿ V_{sal} ? 0.2 M NaF + 100 mL HF 0.1 M, $K_a = 7.2 \cdot 10^{-4}$ pH = 3
 $pH = pK_a + \log \frac{[sal]}{[ácido]} \rightarrow 3 = -\log (7.2 \cdot 10^{-4}) + \log \frac{0.2 \cdot V_s}{\frac{0.1 \cdot 100}{V_T}}$ (Disolución reguladora)
 $3 = -\log (7.2 \cdot 10^{-4}) + \log \frac{0.2 \cdot V_s}{0.1 \cdot 100} \rightarrow V_{sal} = 36 \text{ mL}$ HF/NaF

8.14. Una botella de amoníaco concentrado ($K_b = 1.80 \cdot 10^{-5}$) tiene una molaridad de 14.8. Calcular el volumen de amoníaco concentrado y el peso de cloruro amónico que tendrían que utilizarse para preparar 150 mL de una disolución reguladora de pH = 10.0, si la concentración final de cloruro amónico ha de ser 0.250 M.

NH_3 14.8 M $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ + $[\text{NH}_4\text{Cl}]_f = 0.25 \text{ M}$ $V_f = 150 \text{ mL}$, $\text{pH} = 10$
 Disolución reguladora: $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$; $\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$
 $4 = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log \frac{0.25}{(14.8 \cdot V_b - 0.150)}$ $\rightarrow \sqrt[2]{V_b} = V_{\text{NH}_3} = 0.0141 \text{ L} = 14.1 \text{ mL}$
 $[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0.25 \text{ M} = \frac{m/53.5}{0.150} \rightarrow \boxed{m = 2.01 \text{ g}}$

8.16. Calcula la variación de pH que se produce al añadir 1.00 mL de HCl 2 M a 20 mL de: a) agua pura; b) una disolución 1 M de ácido acético; c) una disolución tampón HAc (1 M) / NaAc (1 M). Dato: $\text{p}K_a = 4.74$.

a) ΔpH ? 1 mL HCl 2 M + 20 mL H_2O , $[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 2}{21} = 0.095 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 1$
 b) 1 mL HCl 2 M + 20 mL HAc 1 M, $\text{p}K_a = 4.74$ $\text{pH}_i = 2.37$
 $\text{HAc} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ac}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $K_a = 10^{-4.74} = \frac{x^2}{(1-x)} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4.26 \times 10^{-3} \text{ M}$
 $\text{Ac}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{HAc} + \text{H}_2\text{O}$ $[\text{Ac}^-]_{\text{ini}} = \frac{4.26 \times 10^{-3} \cdot 20}{21} = 4.057 \times 10^{-3} \text{ M}$
 c) 4.057×10^{-3} 0.0993 0.9483 $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ini}} = \frac{2 \cdot 1}{21} + \frac{4.26 \times 10^{-3} \cdot 20}{21} = 0.09930 \text{ M}$
 d) 4.057×10^{-3} -x 0.0993 -x 0.9483 +x $[\text{HAc}]_{\text{ini}} = \frac{(1 - 4.26 \times 10^{-3}) \cdot 20}{21} = 0.9483 \text{ M}$
 $\frac{1}{K_a} = \frac{1}{10^{-4.74}} = \frac{(0.9483 + x)}{(4.057 \times 10^{-3} - x)(0.09930 - x)} \rightarrow x = 4.057 \times 10^{-3} \text{ M}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.09930 - 4.057 \times 10^{-3}$
 $\Delta \text{pH} = 1.02 - 2.37$ ($\text{pH}_f = 1.02$) $\leftarrow 0.095243 \text{ M}$
 c) 1 mL HCl 2 M + 20 mL HAc (1 M) / NaAc (1 M) $\text{p}K_a = 4.74$
 $\text{pH}_i = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NaAc}]}{[\text{HAc}]} = 4.74 + \log \frac{(1 \cdot 20/21)}{(1 \cdot 20/21)} = 4.74$ $\frac{1 \text{ mL}}{\text{HCl } 2 \text{ M}}$
 $\text{HAc} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ac}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $[\text{HAc}]_i = \frac{20 \cdot 1}{21} = 0.9524 \text{ M}$ $[\text{H}_3\text{O}^+]_i = \frac{2 \cdot 1}{21} + \frac{10^{-4.74} \cdot 20}{21}$
 e) 0.9524 M 0.9524 M 0.09526 M $[\text{Ac}^-]_i = \frac{20 \cdot 1}{21} = 0.9524 \text{ M}$ $[\text{H}_3\text{O}^+]_i = 0.09526 \text{ M}$
 f) $0.9524 + x$ $0.9524 - x$ $0.09526 - x$ $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 0.09526 \text{ M}$
 $K_a = 10^{-4.74} = \frac{(0.9524 - x)(0.09526 - x)}{(0.9524 + x)} \rightarrow x \approx 0.9526 \text{ M}$
 Nueva disolución reguladora $[\text{HAc}] = 0.9524 + 0.09526 = 1.048 \text{ M}$
 $\text{pH}_f = 4.74 + \log \frac{0.857}{1.048} = 4.65$ $[\text{Ac}^-] = [\text{NaAc}] = 0.9524 - 0.09526 = 0.857 \text{ M}$
 $\Delta \text{pH} = 4.65 - 4.74 = -0.09$