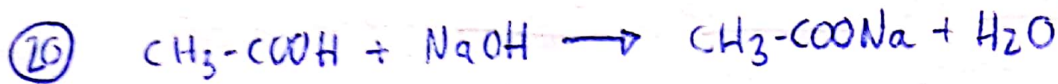


Ejercicios neutralización

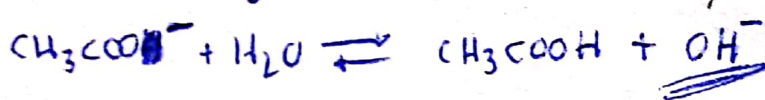
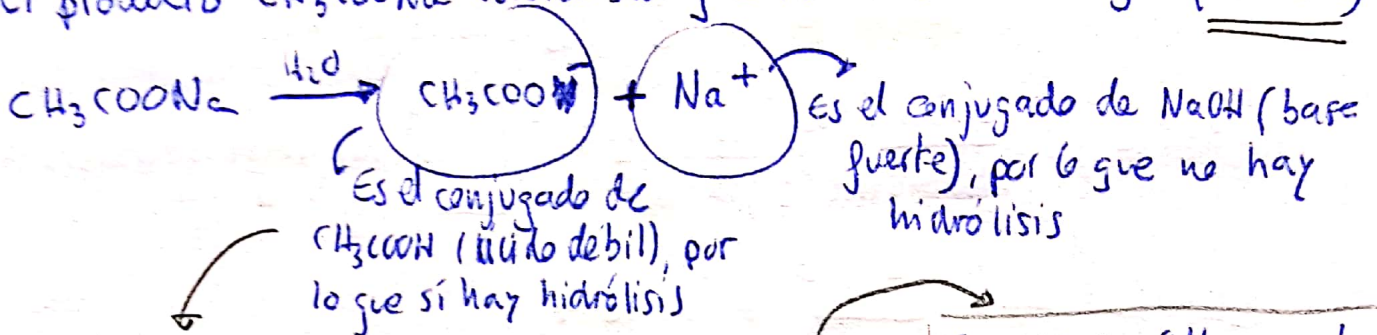


10 mL $\text{CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{0.2 \text{ mol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1000 \text{ mL } \text{CH}_3\text{COOH}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol } \text{CH}_3\text{COOH}$

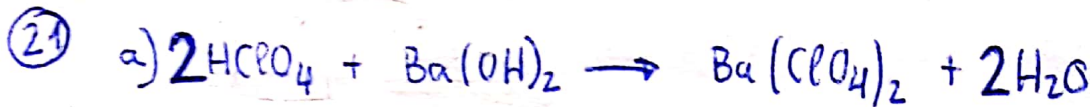
20 mL $\text{NaOH} \cdot \frac{0.1 \text{ mol } \text{NaOH}}{1000 \text{ mL } \text{NaOH}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol } \text{NaOH}$

se consumen ambos reactivos totalmente

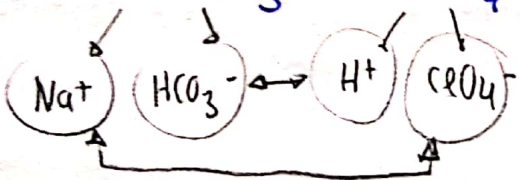
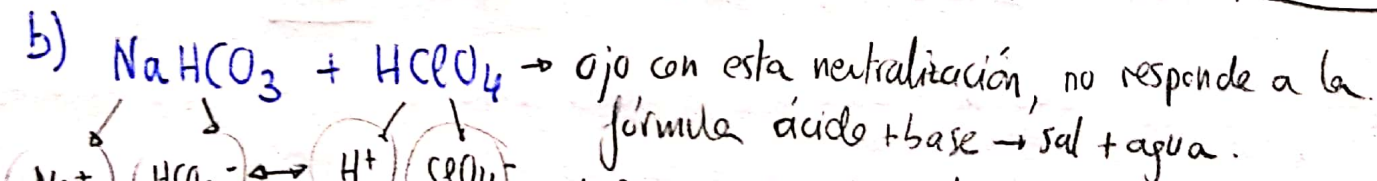
El producto CH_3COONa es una sal que reacciona con el agua (hidrólisis)



se generan OH^- por lo que el pH será básico $\text{pH} > 7$.



125 mL $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot \frac{0.2 \text{ mol } \text{Ba}(\text{OH})_2}{1000 \text{ mL } \text{Ba}(\text{OH})_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{HClO}_4}{1 \text{ mol } \text{Ba}(\text{OH})_2} \cdot \frac{1000 \text{ mL } \text{HClO}_4}{0.15 \text{ mol } \text{HClO}_4} = 333 \text{ mL } \text{HClO}_4$

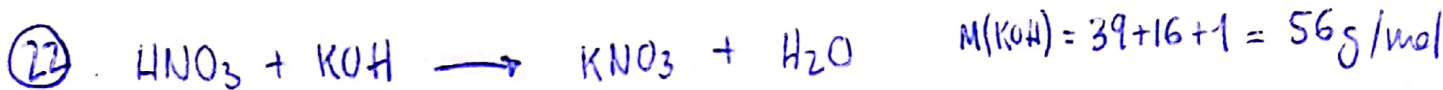


- 1- Separamos cada reactivo en sus iones + y -
- 2- Reagrupamos iones + con - de diferentes reactivos

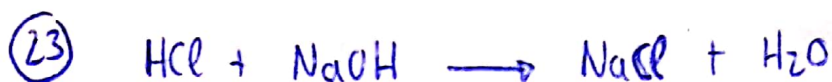


$M(\text{NaHCO}_3) = 23 \cdot 1 + 1 \cdot 1 + 12 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 84 \text{ g/mol}$

$0.3 \text{ g } \text{NaHCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NaHCO}_3}{84 \text{ g } \text{NaHCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{HClO}_4}{1 \text{ mol } \text{NaHCO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ mL } \text{HClO}_4}{0.15 \text{ mol } \text{HClO}_4} = 23.8 \text{ mL } \text{HClO}_4$



$$10 \text{ mL HNO}_3 \cdot \frac{0.05 \text{ mol HNO}_3}{1000 \text{ mL HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = \underline{\underline{0.084 \text{ g KOH}}}$$



PH de la disolución HCl = 1.30 $\rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1.3} = 0.05 \text{ M}$

Como HCl es ácido fuerte, $[\text{HCl}]_0 = 0.05 \text{ M}$

34 mL HCl. $\frac{0.05 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} = 1.7 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$ necesarios para neutralizar el HCl.

$$[\text{NaOH}]_0 = \frac{n}{V} = \frac{1.7 \cdot 10^{-3}}{25 \cdot 10^{-3}} = 0.068 \text{ M}$$

(en litros)

Como NaOH es base fuerte $[\text{NaOH}]_0 = [\text{OH}^-] = 0.068$

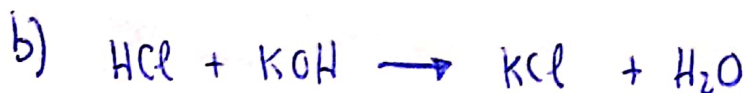
$\text{POH} = -\log 0.068 = 1.17$; $\text{PH} = 14 - \text{POH} = \underline{\underline{12.83}}$

24) a) $[\text{KOH}]_0 = 0.04 \text{ M}$, como KOH es base fuerte $[\text{KOH}]_0 = [\text{OH}^-] = 0.04 \text{ M}$

$\text{POH} = -\log[\text{OH}^-] = 1.4$ $\text{PH} = 14 - \text{POH} = 14 - 1.4 = \underline{\underline{12.6}}$

$[\text{HCl}] = 0.025 \text{ M}$, como HCl es ácido fuerte $[\text{HCl}]_0 = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.025 \text{ M}$

$\text{PH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \underline{\underline{1.6}}$



50 mL KOH. $\frac{0.04 \text{ mol KOH}}{1000 \text{ mL KOH}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH}$ + En exceso

20 mL HCl. $\frac{0.025 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL HCl}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol HCl}$ + Reactivo limitante

\rightarrow Reacciona con $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ de KOH

KOH en exceso = $2 \cdot 10^{-3} - 5 \cdot 10^{-4} = 1.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH}$

$$[\text{KOH}]_F = \frac{n}{V} = \frac{1,5 \cdot 10^{-3}}{(50+20) \cdot 10^{-3}} = 0,021 \text{ M}$$

tras la neutralización el volumen es la suma de los volúmenes de las disoluciones (en L)

Como KOH es base fuerte $[\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = 0,021 \text{ M}$

$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,021 = 1,68$ $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = \underline{\underline{12,32}}$

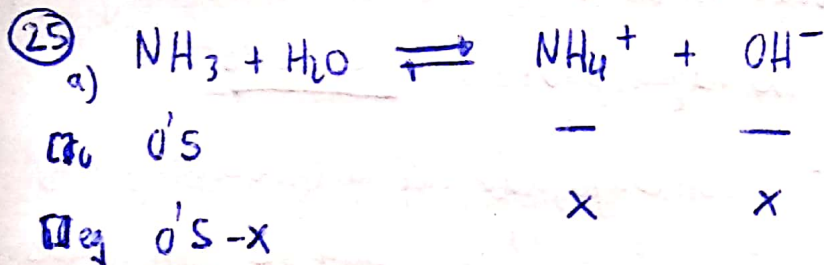
c) Si queremos $\text{pH} = 12$, el pOH será $14 - 12 = 2$, por lo tanto $[\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ M}$

Como KOH es base fuerte $[\text{OH}^-] = [\text{KOH}]_0 = 10^{-2} \text{ M}$.

En el b) hemos visto que en 50 mL de KOH hay $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH}$

$$[\text{KOH}] = \frac{n}{V} \rightarrow 10^{-2} = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{(50 + V_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot 10^{-3}} \rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{10^{-2} \cdot 10^{-3}} - 50 = \underline{\underline{150 \text{ mL}}}$$

volumen de la disolución inicial (mL)
volumen de agua añadido (mL)
lo paso a litros

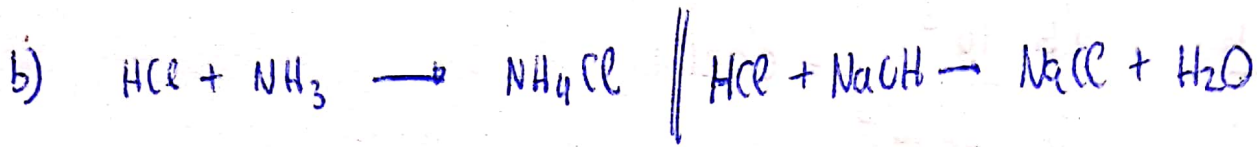


$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \rightarrow 18 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,5 - x} \rightarrow x = \sqrt{18 \cdot 10^{-5} \cdot 0,5} = \underline{\underline{3 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [\text{OH}^-]}}$$

¿Aproximación correcta? $\frac{3 \cdot 10^{-3}}{0,5} \cdot 100\% < 5\% \rightarrow 0,6\% < 5\% \quad \underline{\text{Correcto}}$

$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 3 \cdot 10^{-3} = 2,52 \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,52 = \underline{\underline{11,48}}$

Como NaOH es base fuerte, para que haya $3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ de OH en la disolución se necesitan $3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ de NaOH



Como nos dicen que son volúmenes iguales, nos lo inventamos, por ejemplo 1L

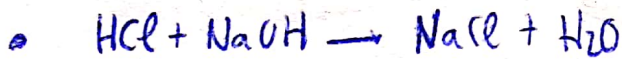
$$1\text{L NH}_3 \cdot \frac{0,5\text{ mol NH}_3}{1\text{L NH}_3} \cdot \frac{1\text{ mol HCl}}{1\text{ mol NH}_3} = 0,5\text{ mol HCl}$$

Es necesario más HCl para neutralizar el NH_3 , ya que su concentración es mayor.

$$1\text{L NaOH} \cdot \frac{3 \cdot 10^{-3}\text{ mol NaOH}}{1\text{L NaOH}} \cdot \frac{1\text{ mol HCl}}{1\text{ mol NaOH}} = 3 \cdot 10^{-3}\text{ mol HCl}$$

TEORÍA

c) **Punto de equivalencia** Es el momento ^{de una neutralización} en el que toda la base y todo el ácido han reaccionado, sin quedar nada en exceso. Dependiendo de la sal que se forme en la neutralización, el punto de equivalencia puede tener pH neutro, ácido o básico. Para saberlo, hay que estudiar la hidrólisis de la sal.



$\text{NaCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ Estos iones son los conjugados de NaOH (base fuerte) y HCl (ácido fuerte) por lo que NO hay hidrólisis, pH neutro

• $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ El Cl^- es el conjugado del HCl (ácido fuerte) por lo que no hay hidrólisis. El NH_4^+ es el conjugado de NH_3 (base débil, por lo que sí tiene hidrólisis)



Genera iones H_3O^+ , por lo que el punto de equivalencia será ácido, $\text{pH} < 7$.