

PH = 3.98  
 $\rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3.98} = 1.047 \cdot 10^{-4} \text{ M}$   
 $= x$

a)  $[\text{ClO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.047 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

b)  $\alpha = \frac{n_{\text{reac.}}}{n_0} = \frac{1.047 \cdot 10^{-4}}{0.3} = 3.5 \cdot 10^{-4}$

c)  $K_a = \frac{[\text{ClO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = \frac{(1.047 \cdot 10^{-4})^2}{0.3 - 1.047 \cdot 10^{-4}} = 3.66 \cdot 10^{-8}$

d)  $K_a \cdot K_b = K_w \rightarrow 3.66 \cdot 10^{-8} \cdot K_b = 10^{-14} \rightarrow K_b = \frac{10^{-14}}{3.66 \cdot 10^{-8}} = 2.74 \cdot 10^{-7}$

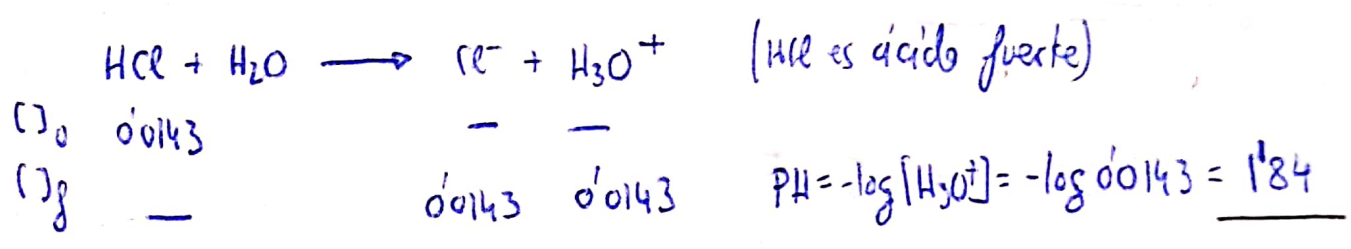
2

a)  $1000 \text{ mL HCl com.} \cdot \frac{105 \text{ g HCl com.}}{1 \text{ mL HCl com.}} \cdot \frac{10 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl com.}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} = 2.88 \text{ mol HCl}$

En 1L de HCl hay 2.88 mol HCl  
 $[HCl] = 2.88 \text{ M}$

b)  $10 \text{ mL HCl} \cdot \frac{2.88 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL HCl}} = 0.0288 \text{ mol HCl}$  } En 10 mL de la disolución comercial hay 0.0288 mol HCl

$[HCl]' = \frac{n}{V} = \frac{0.0288}{2 + 0.01} = 0.0143 \text{ M}$  } concentración tras añadir 2L de agua a los 10 mL que tenía

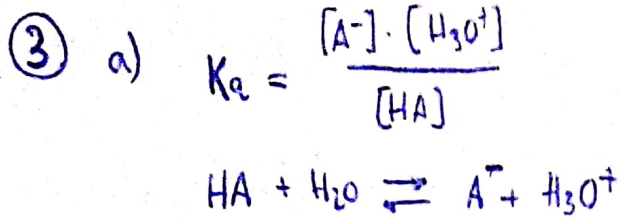


c)  $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{0.0143} = 7 \cdot 10^{-13} \text{ M}$

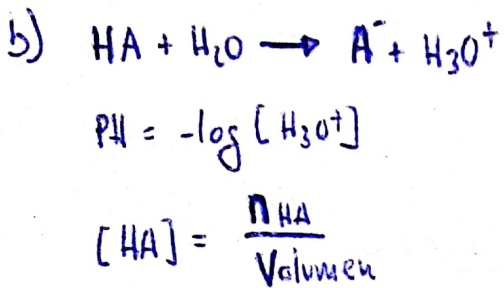
d)  $pH = 3 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} \text{ M}$  Como es ácido fuerte  $[HCl]'' = 10^{-3} \text{ M}$  } necesitamos q la concentrac sea  $10^{-3} \text{ M}$  añadiendo agua.

$[HCl]'' = \frac{n}{V} \rightarrow 10^{-3} = \frac{0.0288}{V} \rightarrow V = \frac{0.0288}{10^{-3}} = 28.8 \text{ L total.}$

Como ya teníamos 2.01 L,  $V_{adicional} = 28.8 - 2.01 = 26.79 \text{ L H}_2\text{O}$



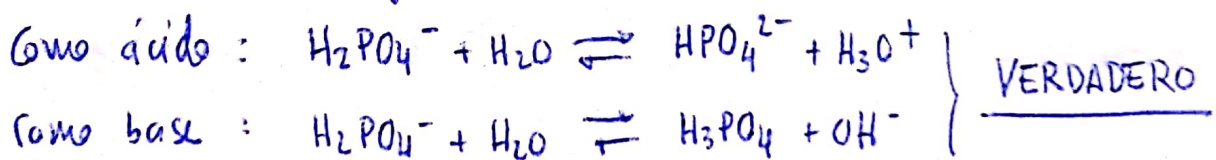
cuanto menor es  $K_a$ , más desplazado está el equilibrio hacia la izquierda, por lo que el número de iones  $H_3O^+$  es menor y la disolución menos ácida (mayor pH). FALSO

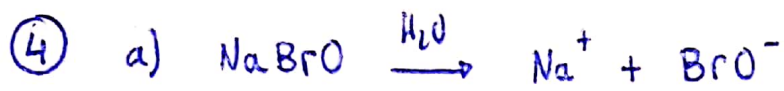


si se añade agua a una disolución, aumenta su volumen, por lo que la concentración de ácido disminuye. Disminuye también la concentración de  $H_3O^+$  cuando el ácido se disuelve y la disolución es menos ácida (mayor pH). FALSO

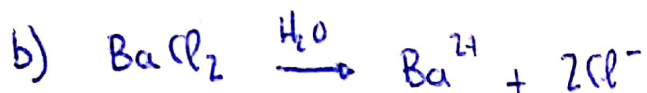
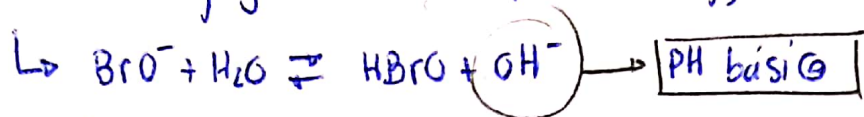
c) En una disolución básica el pH está en valores entre 7 y 14 y el pOH está en valores de  $14 - pH \Rightarrow$  entre **7** y **0**. por lo que el pOH siempre será menor que el pH. VERDADERO

d) Una sustancia anfótera puede actuar como ácido o como base



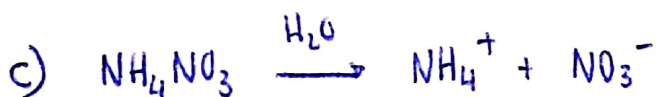


- $\text{Na}^+$  es conjugado de  $\text{NaOH}$  (base fuerte)  $\rightarrow$  No hay hidrólisis
- $\text{BrO}^-$  es conjugado de  $\text{HBrO}$  (ácido débil)  $\rightarrow$  Sí hay hidrólisis

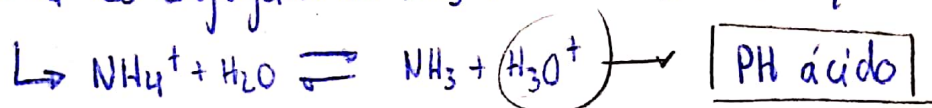


- $\text{Ba}^{2+}$  es conjugado de  $\text{Ba(OH)}_2$  (base fuerte)  $\rightarrow$  No hay hidrólisis
- $\text{Cl}^-$  es conjugado de  $\text{HCl}$  (ácido fuerte)  $\rightarrow$  No hay hidrólisis

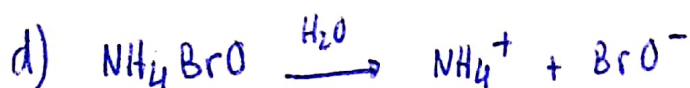
$\boxed{\text{PH neutro}}$



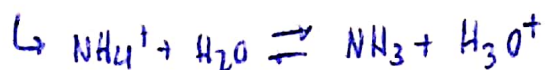
- $\text{NH}_4^+$  es conjugado de  $\text{NH}_3$  (base débil)  $\rightarrow$  Sí hay hidrólisis



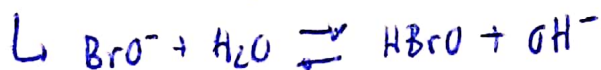
- $\text{NO}_3^-$  es conjugado de  $\text{HNO}_3$  (ácido fuerte)  $\rightarrow$  No hay hidrólisis



- $\text{NH}_4^+$  es conjugado de  $\text{NH}_3$  (base débil)  $\rightarrow$  Sí hay hidrólisis



- $\text{BrO}^-$  es conjugado de  $\text{HBrO}$  (ácido débil)  $\rightarrow$  Sí hay hidrólisis

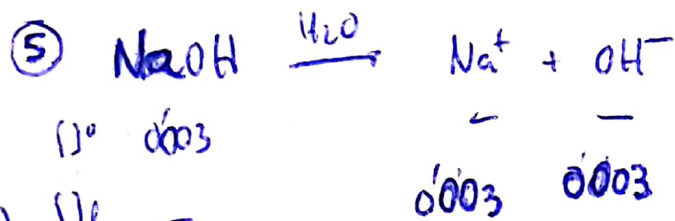


Como hay 2 hidrólisis hay que ver cual se produce en mayor cantidad.

$$K_a(\text{NH}_4^+) = 10^{-14} / K_b(\text{NH}_3) = 10^{-14} / 1.8 \cdot 10^{-5} = 5.55 \cdot 10^{-10}$$

$$K_b(\text{BrO}^-) = 10^{-14} / K_a(\text{HBrO}) = 10^{-14} / 2.5 \cdot 10^{-9} = \boxed{4 \cdot 10^{-6}} \rightarrow \text{Mayor constante, por lo tanto más desplazada hacia la derecha, se produce más } \text{OH}^-$$

$\rightarrow \boxed{\text{PH básico}}$



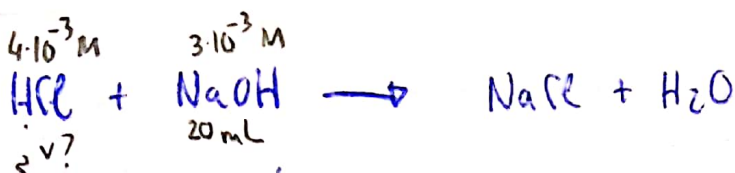
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0.003 = 2.52$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2.52 = \underline{11.48}$$

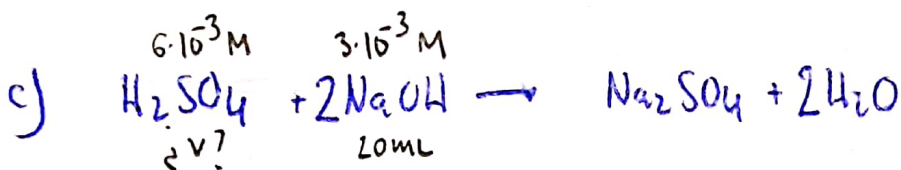
1) 0.003

0.003 0.003

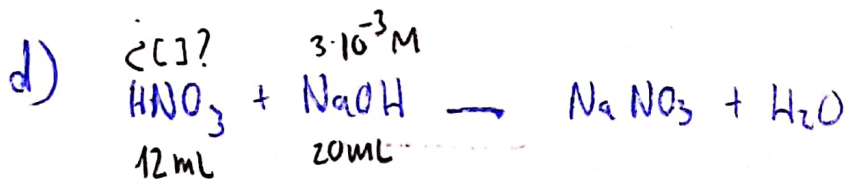
a) 1) -



$$20 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{0.003 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1000 \text{ mL HCl}}{0.004 \text{ mol HCl}} = \underline{15 \text{ mL HCl}}$$



$$20 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{0.003 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1000 \text{ mL H}_2\text{SO}_4}{0.006 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = \underline{5 \text{ mL H}_2\text{SO}_4}$$



$$20 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{0.003 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol NaOH}} = \underline{6 \cdot 10^{-5} \text{ mol HNO}_3}$$

$$[\text{HNO}_3] = \frac{n}{V} = \frac{6 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{12 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = \underline{0.005 \text{ M}}$$