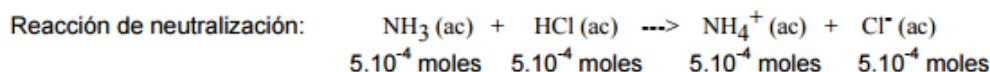
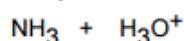


EXERCICIOS DE REPASO

1. Neutralízanse 50 mL dunha disolución de amoníaco 0,01 M engadindo 50 mL de disolución de HCl 0,01 M, calcula o pH da disolución resultante (no punto de equivalencia) – *trátase dun problema de valoración de base débil con ácido forte*. $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Sol.: 5,78.



O pH final non vai ser 7 dado que o NH_4^+ deriva dunha base débil polo que vai sufrir hidrólise. Calculamos a nova concentración tendo en conta que $V = 50 + 50 = 100 \text{ ml} = 0,1 \text{ L}$
 $[\text{NH}_4^+] = 5 \cdot 10^{-4} / 0,1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Escribimos o eq: $\rightleftharpoons$

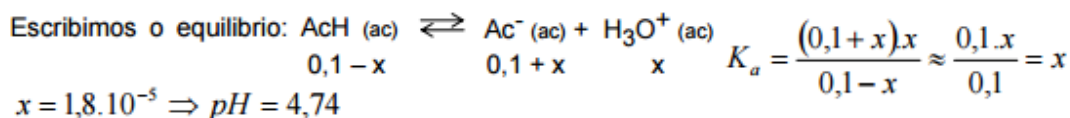


$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}; \quad 5,56 \cdot 10^{-10} = \frac{5 \cdot 10^{-3} - x}{5 \cdot 10^{-3}} \cdot x \approx \frac{x^2}{5 \cdot 10^{-3}}$$

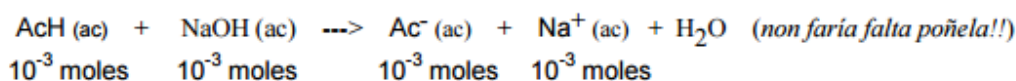
$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{27,8 \cdot 10^{-13}} = 1,67 \cdot 10^{-6} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 5,78$$

2. Preparamos unha disolución 0,1 M en ácido acético e 0,1 M en acetato de sodio. Calcula: a) o seu pH ; b) a variación de pH que se producirá se a 90 ml da disolución anterior se lle engaden 10 ml de disolución de NaOH 0,1 M. $K_{(\text{CH}_3\text{-COOH})} = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Sol.: a) 4,74 ; b) $\Delta\text{pH} = 0,1$.

a) Temos unha disolución reguladora pois temos na mesma disolución un ácido débil e a súa base conxugada en forma de sal.



b) Se engadimos unha base forte esta vai reaccionar coa especie ácida do sistema regulador (neste caso o ac acético). A concentración de ácido vai diminuír e vai aumentar a de base conxugada, a disolución vaise facer máis básica. Primeiro escribimos a reacción (axustada) entre o ácido e a base e facemos os cálculos co reactivo limitante que é o NaOH neste caso:



Agora (paso importante) recalculamos as concentracións:

$$n_{\text{AcH}} = n_{\text{iniciais}} - n_{\text{reaccionaron}} = 0,009 - 0,001 = 0,008 \text{ moles} \Rightarrow [\text{AcH}] = \frac{0,008}{0,1} = 0,08 \text{ M}$$

$$n_{\text{Ac}^-} = n_{\text{iniciais}} + n_{\text{formaron}} = 0,009 + 0,001 = 0,010 \text{ moles} \Rightarrow [\text{Ac}^-] = \frac{0,010}{0,1} = 0,10 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{(0,1 + x) \cdot x}{0,08 - x}; \quad 1,85 \cdot 10^{-5} \approx \frac{0,1 \cdot x}{0,08}; \quad x = 1,48 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \text{pH} = 4,83 \Rightarrow$$

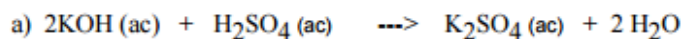
$$\Delta\text{pH} = 4,83 - 4,74 = 0,09$$

3. 10 mL de hidróxido de potasio neutralízanse con 35,4 mL dunha disolución 0,07 M de ácido sulfúrico.

a) Escribe e axusta a correspondente reacción de neutralización.

b) Calcula os gramos de hidróxido de potasio que hai nos 10 mL de disolución, (sol: 0,28g)

c) Calcula a molaridade da disolución da base, (sol: 0,5 M)



$$b) n_{H_2SO_4} = 0,07 \cdot 35,4 \cdot 10^{-3} = 2,48 \cdot 10^{-3} \text{ moles gastados ;}$$

$$n_{KOH} = 2,48 \cdot 10^{-3} \text{ moles } H_2SO_4 \cdot \frac{2 \text{ moles } KOH}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 4,96 \cdot 10^{-3} \text{ moles ;}$$

$$m_{KOH} = 4,96 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot 56 \frac{g}{mol} = 0,28 g; \quad M = \frac{4,96 \cdot 10^{-3}}{0,01} = 0,496 \approx 0,5 M$$

4. ¿ Cantos mL de disolución de HCl de riqueza 40 % e densidade 1,2 g/mL fan falta para preparar 5 L de disolución 0,1 M?; b) unha vez preparada dita disolución, tómanse 150 mL e valóranse con disolución de NaOH 0,4 M, gastándose 38,5 mL de ésta, ¿cál é a verdadeira molaridade da disolución de HCl ?.

Sol.: a) 38 mL ; b) 0,103 M.

b) Proceder como no problema anterior (escribir e axustar reacción):

$$n_{NaOH} = 0,4 \cdot 38,5 \cdot 10^{-3} = 1,54 \cdot 10^{-2} \text{ moles gastados}$$

$$n_{HCl} = 1,54 \cdot 10^{-2} \text{ moles } NaOH \cdot \frac{1 \text{ moles } HCl}{1 \text{ mol } NaOH} = 1,54 \cdot 10^{-2} \text{ moles HCl en 150 ml ;}$$

$$M = \frac{1,54 \cdot 10^{-2}}{0,15} = 0,103 M$$