

19) I)- Calcular el pH que tendrán las soluciones resultantes al mezclar a 25°C:

a) 200 cm³ de solución 0,05 M de ácido sulfúrico con 40 cm³ de solución 0,5M de hidróxido de sodio.

b) 400 cm³ de solución 0,5 M de ácido sulfúrico con 600 cm³ de solución 0,3M de hidróxido de sodio.

Se supone $\alpha=1$ para todos los electrolitos presentes y que los volúmenes son aditivos.

II)-Escribir las ecuaciones químicas que representan las reacciones ocurridas en a) y b) respectivamente, en forma molecular, iónica neta y iónica completa. **Rta: a) pH=7, b) pH=0,65**

En este tipo de ejercicios, tener en cuenta:

$$n = V \times M$$

n: número de moles

V: volumen de solución en (litros),

M: molaridad de la solución (moles/litro)

pH = $-\log [H^+]$, $[H^+]$ concentración de ión H⁺ en (moles/litro de solución)

pOH = $-\log [OH^-]$, $[OH^-]$ concentración de ión OH⁻ en (moles/litro de solución)

pH + pOH = 14 , **pH = pOH = 7 (neutro)**

a) $V(H_2SO_4) = 200 \text{ cm}^3$, $[H_2SO_4] = 0,05 \text{ M}$

→ **n° moles H₂SO₄** = $V \times M = (200 \text{ cm}^3 \times 10^{-3} \text{ l/cm}^3) \times 0,05 \text{ moles/l} = \mathbf{0,01 \text{ M}}$,

→ por tener 2 moles de H⁺ → $0,01 \text{ moles H}_2\text{SO}_4/\text{litro} \times 2 \text{ moles H}^+/\text{mol de H}_2\text{SO}_4 =$

= 0,02 moles de H⁺/l

$V(\text{NaOH}) = 40 \text{ cm}^3$, $[\text{NaOH}] = 0,5 \text{ M}$

→ **n° moles NaOH** = $V \times M = (40 \text{ cm}^3 \times 10^{-3} \text{ l/cm}^3) \times 0,5 \text{ moles/l} = \mathbf{0,02 \text{ M}}$,

→ por tener 1 mol OH⁻ , → $0,02 \text{ moles NaOH /litro} \times 1 \text{ mol OH}^-/\text{mol de NaOH} =$

= 0,02 moles de OH⁻/l

Como $[H^+] = [OH^-]$ → **el pH = 7 = pH neutro**

El ejercicio fue resuelto en moles, si lo resolvemos en equivalentes:

1 equivalente ácido = 1 mol de H⁺ del ácido.

N = M x k, N: normalidad, M: molaridad, k: nro. de H⁺ ó OH⁻

En el caso del H₂SO₄, 2 moles de H⁺, M= 0,5 moles/litro, **calculo N:**

$$0,05(\text{moles H}_2\text{SO}_4/\text{litro}) \times 2 (\text{moles H}^+/\text{mol H}_2\text{SO}_4) \times (1\text{equivH}_2\text{SO}_4/\text{mol H}^+) = \\ 0,1 \text{ equiv H}_2\text{SO}_4/\text{l} = \underline{0,1 \text{ N}}$$

n° (número de equivalentes) = V x N , normalidad de la solución: N:(equiv/litro)

$$\mathbf{n^\circ \text{equiv H}_2\text{SO}_4 = V \times N = (200 \text{ cm}^3 \times 10^{-3} \text{ l/cm}^3) \times 0,1 \text{ N} = \underline{0,02\text{N}}}$$

En el caso del NaOH, 1 mol de OH⁻, 0,5M, **calculo N:**

$$0.5(\text{moles NaOH/litro}) \times (1\text{mol OH}^-/\text{mol NaOH}) \times (1\text{equivNaOH/mol OH}^-) = \\ = 0,5 \text{ equiv/litro NaOH} = 0,5 \text{ N}$$

$$\text{Idem NaOH} \rightarrow \mathbf{n^\circ \text{equiv NaOH} = (40 \times 10^{-3} \text{ l}) \times 0,5\text{N} = \underline{0,02\text{N}}}$$

b) V_{H₂SO₄}=400cm³, [H₂SO₄]= 0,5M con V_{NaOH}=600cm³, [NaOH]= 0,3M

Calculo N H₂SO₄ = 0,5 M x 2 equiv/mol = 1N

$$n^\circ \text{equivH}_2\text{SO}_4 = V \times N = (400 \times 10^{-3}) \text{ litros} \times 1 \text{ N} = 0,4 \text{ equiv. H}_2\text{SO}_4 = 0,4 \text{ moles de H}^+$$

$$N \text{ NaOH} = 0,3\text{M} \times 1\text{equiv/mol} = 0,3 \text{ N}$$

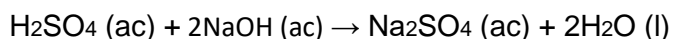
$$n^\circ \text{equivNaOH} = V \times N = (600 \times 10^{-3}) \text{ litros} \times 0,3\text{N} = 0,18 \text{ equiv. NaOH} = 0,18 \text{ moles OH}^-$$

Exceso de moles de H⁺: 0,4 moles H⁺ – 0,18 moles OH⁻ = 0,22 moles H⁺ en 1 litro

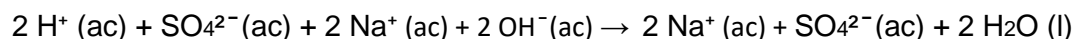
$$\mathbf{\underline{\underline{pH = - \log (0,22) = 0,65}}}$$

II)

a) forma molecular:



forma iónica:



forma iónica neta:

