

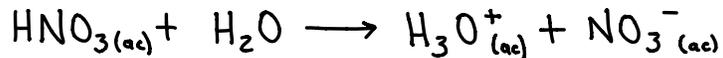
1. Calcular el pH de las siguientes soluciones:

a) HNO_3 0.15 M

Resolución:

Como sabemos el HNO_3 es un ácido fuerte, por lo que se ioniza casi por completo en solución acuosa.

Por lo que se plantea la disociación de HNO_3 en Agua a continuación:



Si la $[\text{HNO}_3] = 0.15 \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$

Como sabemos que el pH es:

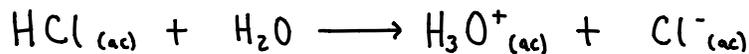
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0.15) \text{ y obtenemos}$$

$$\text{pH} = 0.8239$$

b) HCl 2.0 M

Como sabemos el HCl es un ácido fuerte, por lo que ioniza casi por completo en solución acuosa.

Por lo que se plantea la disociación de HCl en Agua a continuación:



Si la $[\text{HCl}] = 2.0 \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$

Como se sabe que el pH es:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2.0)$$

$$\text{pH} = 0.3010$$

c) KOH 1.8×10^{-3}

Como sabemos el KOH es una base fuerte, por lo que se disocia totalmente en agua.

A continuación se muestra la disociación del KOH en agua:



Para cada mol de KOH se obtiene una mol de OH^- .

Entonces por cada 1.8×10^{-3} M en KOH, tendremos una concentración de 1.8×10^{-3} M en OH^- . El pOH será:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1.8 \times 10^{-3}) = 2.7447$$

Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$,

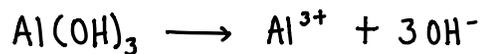
$$\text{El pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 2.7447$$

$$\therefore \text{pH} = 11.2553$$

d) $\text{Al}(\text{OH})_3$ 2.5×10^{-5}

Para este compuesto se describe la disociación:



Tenemos lo siguiente:

$$[\text{Al}^{3+}] = 2.5 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 3(2.5 \times 10^{-5} \text{ M}) = 0.000075 \text{ M}$$

Ahora tenemos la siguiente fórmula:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Si sabemos que:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Se calcula pOH primero:

$$\text{pOH} = -\log (0.000075) = 4.1249$$

Después se calcula pH de la siguiente manera:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 4.1249$$

$$\therefore \text{pH} = 9.8751$$