

## NEUTRALIZACIÓN COMPLETA

En estos ejercicios vamos a ver varias reacciones entre ácido y base, reacciones de neutralización. Además, en todos ellos la neutralización va a ser completa, van a desaparecer tanto el ácido como la base puesto que sus masas van a estar en relaciones estequiométricas y el producto final en la disolución serán los iones que forma la sal producida.

### **Ejemplo 1**

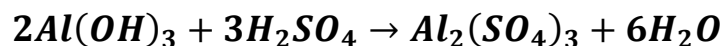
**Tenemos 30 ml de disolución 3 M de hidróxido de aluminio y se le añade agua hasta obtener 100 ml de disolución. Calcular los ml de ácido sulfúrico al 80 por ciento en masa y densidad 1.3 g/ml necesarios para la neutralización de la disolución básica. Calcular también el pH de la disolución resultante.**

Para saber la cantidad de ácido sulfúrico necesaria para la neutralización lo primero que tenemos que saber la cantidad de base que queremos neutralizar, la que proviene de los 30 ml iniciales:

$$\left. \begin{array}{l} V = 30 \text{ ml} = 3 \cdot 10^{-2} \text{ l} \\ M = 3M \end{array} \right\} \rightarrow n = 3 \cdot 3 \cdot 10^{-2} = 9 \cdot 10^{-2}$$

Moles de hidróxido tenemos.

De la reacción igualada podremos deducir qué cantidad de ácido, y por lo tanto de disolución ácida, necesitamos para su neutralización.



Calculamos los moles de ácido necesarios para la reacción:

$$9 \cdot 10^{-2} \text{ moles Al}(\text{OH})_3 \frac{3 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles Al}(\text{OH})_3} = \frac{27}{2} \cdot 10^{-2} \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

Ya estamos entonces en condiciones de calcular el volumen de disolución que hemos de coger:

$$\begin{aligned} & \frac{27}{2} \cdot 10^{-2} \text{ moles } H_2SO_4 \cdot \frac{98 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{100 \text{ g dón}}{80 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{1 \text{ ml dón}}{1.3 \text{ g dón}} = \\ & = \frac{27}{2} \cdot 10^{-2} \cdot \frac{98 \cdot 100}{80 \cdot 1.3} \text{ ml} = \mathbf{12.7 \text{ ml de dón } H_2SO_4} \end{aligned}$$

También podíamos haber llegado al mismo resultado utilizando el concepto de equivalente explicado en la lección de teoría:

$$\left. \begin{aligned} 1 \text{ Eq } Al(OH)_3 &= \frac{Mol}{v} = \frac{27 + 3 \cdot 17}{3} = 26 \text{ g/Eq} \\ 1 \text{ Eq } H_2SO_4 &= \frac{98}{2} = 49 \text{ g/Eq} \end{aligned} \right\} \rightarrow$$

Por lo que sabemos que **26 gramos de hidróxido reaccionan con 49 gramos de ácido**.

Recordamos que sabemos los moles de hidróxido que hay que neutralizar:

$$\begin{aligned} & 9 \cdot 10^{-2} \text{ moles } Al(OH)_3 \cdot \frac{78 \text{ g } Al(OH)_3}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{49 \text{ g } H_2SO_4}{26 \text{ g } Al(OH)_3} \cdot \frac{100 \text{ g dón}}{80 \text{ g } H_2SO_4} \\ & \cdot \frac{1 \text{ ml}}{1.3 \text{ g dón}} = \frac{9 \cdot 10^{-2} \cdot 78 \cdot 49 \cdot 100}{26 \cdot 80 \cdot 1.3} = \mathbf{12.7 \text{ ml}} \end{aligned}$$

Para conocer el pH de la disolución resultante debemos de saber los productos que hay en la disolución y su molaridad.

Según vemos en la reacción, dos moles de hidróxido de aluminio dan lugar a uno de sal. De sal se habrán formado, por lo tanto:

$$\begin{aligned} & 9 \cdot 10^{-2} \text{ moles } Al(OH)_3 \cdot \frac{1 \text{ moles } Al_2(SO_4)_3}{2 \text{ moles } Al(OH)_3} \\ & = \frac{9}{2} \cdot 10^{-2} \text{ moles } Al_2(SO_4)_3 \end{aligned}$$

En la disolución hay finalmente esos moles de sal sólo, ya que el ácido y la base han reaccionado totalmente entre sí.

El volumen en el que están disueltos es la suma de los volúmenes mezclados, **100 ml** de hidróxido y **12.7 ml** de ácido. El volumen de disolución es entonces **127.7 ml**

$$M_{sal} = \frac{4.5 \cdot 10^{-2}}{127.7 \cdot 10^{-3}} = 0.35 M$$

Suponiendo, como lo hemos hecho hasta ahora, que la sal se disocia totalmente, en la disolución sólo habrá iones  $Al^{+3}$  y  $SO_4^{-2}$  que sabemos que provienen de ácido y base muy fuertes, por lo que ninguno de ellos produce hidrólisis y el pH resulta ser neutro,  $pH=7$

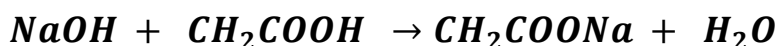
### **Ejemplo 2**

**Se mezclan 30 ml 0.2 M de ácido acético con 60 ml de disolución de hidróxido sódico 0.1 M. Calcular el pH de la disolución resultante.  $K_{A.Act} = 5.6 \cdot 10^{-5}$**

Se va a producir la reacción entre el ácido acético y el hidróxido. Calculamos las cantidades que tenemos de ambos para plantearnos después la ecuación.

$$n_{NaOH} = 0.06 \cdot 0.1 = 6 \cdot 10^{-3}$$
$$n_{CH_3COOH} = 0.03 \cdot 0.2 = 6 \cdot 10^{-3}$$

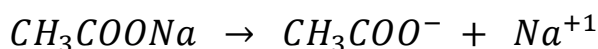
La reacción es:



Que nos indica que el ácido y la base reaccionan mol a mol para formar, también, un mol de sal. Como tenemos 0.006 moles de cada uno, habrán reaccionado completamente y en la disolución tendremos los mismos moles de sal. El volumen total son  $60 + 30 = 90 ml$ . Su molaridad entonces es:

$$M = \frac{6 \cdot 10^{-3}}{90 \cdot 10^{-3}} = 0.07$$

Al estar disociada totalmente, en la disolución tendremos:



A estas alturas deberíamos saber claramente que el ácido acético es un ácido débil, de hecho, tenemos el dato de su constante. Por

