



## QUÍMICA

3. Una muestra de sulfato de potasio, sulfato de amonio e impurezas que pesa 0,5 gramos, se disuelve, y la disolución se trata con exceso de nitrato de bario, obteniéndose un precipitado que después de lavar y secar pesó 0,6883 gramos.

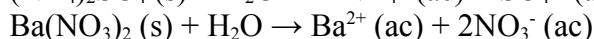
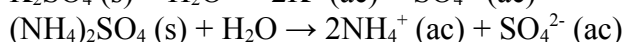
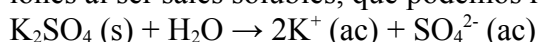
Otra muestra de igual peso se trata en caliente con exceso de NaOH, el amoníaco desprendido se recoge en un matraz que contiene  $3,8576 \cdot 10^{-3}$  moles de HCl. Una vez terminado el desprendimiento de amoníaco se comprueba que el clorhídrico utilizado era excesivo por lo que se procede a valorar la cantidad sobrante neutralizando con NaOH necesiándose 8,27 mL, 0,1 molar. Se pide: a) Escribir las reacciones que tienen lugar. b) Calcular la composición en % en masa de la muestra inicial.

Datos: Masas atómicas: S=32,06; O=16; Ba=137,33; K=39,09; N=14; H=1

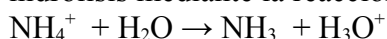
*Similar 2015-Aragón-B5*

>Expresamos resultados con 4 cifras significativas como algunos datos de enunciado (0,6883 g; S=32,06; K=39,09) aunque otros tienen 1 (0,5 g; 0,1 M; H=1), 2 (N=14; O=16), 3 (8,27 mL) y 5 ( $3,8576 \cdot 10^{-3}$  mol HCl; Ba=137,33)

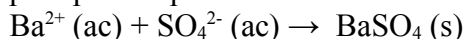
a) El sulfato de potasio, el sulfato de amonio y el nitrato de bario se disocian completamente en iones al ser sales solubles, que podemos representar como reacciones:



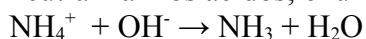
El ácido sulfúrico y el ácido nítrico son ácidos muy fuertes, sus bases conjugadas son muy débiles y no producen hidrólisis, pero el ión amonio es el ácido conjugado del amoníaco y sí produce hidrólisis mediante la reacción:



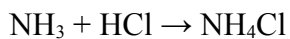
Aunque no es dato del enunciado, el sulfato de bario es una sal muy poco soluble, por lo que es el precipitado que se forma es sulfato de bario. La reacción que tiene lugar es



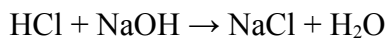
Al tratar con NaOH, que es una base fuerte y que en disolución está totalmente disociada, se neutralizan los ácidos; el único es el amonio.



Al combinar el amoníaco con HCl, se produce una sal



En la valoración de HCl con NaOH se produce una sal



b) Llamamos x a los gramos de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  e y a los gramos de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  en la muestra.

Como el sulfato de bario es muy poco soluble, todo el bario pasa a sulfato de bario, y podemos plantear:

$$\text{Masa molar } \text{K}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 39,09 + 32,06 + 4 \cdot 16 = 174,24 \text{ g/mol } \text{BaSO}_4$$

$$\text{Masa molar } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 2(14+4) + 32,06 + 4 \cdot 16 = 132,06 \text{ g/mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

$$\text{Masa molar } \text{BaSO}_4 = 137,33 + 32,06 + 4 \cdot 16 = 233,39 \text{ g/mol } \text{BaSO}_4$$

Como hay nitrato de bario en exceso, precipitarán todos los iones sulfato: los procedentes del sulfato de bario y los procedentes del sulfato de amonio.

$$\frac{x}{174,24} + \frac{y}{132,06} = \frac{0,6883}{233,39}$$

Plantemos la valoración ácido base, usando equivalentes

La base es el  $\text{NH}_3$  generado, todo proveniente del sulfato de amonio tratado con NaOH en exceso,



más la base usada para valorar el exceso de HCl. El ácido es el HCl utilizado  
n.equivalentes ácido = n.equivalentes base

$$3,8576 \cdot 10^{-3} = 2 \frac{y}{132,06} + 8,27 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1$$

$$y = (3,8576 \cdot 10^{-3} - 8,27 \cdot 10^{-4}) \cdot \frac{132,06}{2} = 0,20011 \text{ g}$$

Sustituyendo en la primera

$$x = 174,24 \left( \frac{0,6883}{233,39} - \frac{0,20011}{132,06} \right) \approx 0,24983 \text{ g}$$

La composición en % en masa es:

$$\frac{0,24983}{0,5} \cdot 100 = 49,97 \% K_2SO_4$$

$$\frac{0,20011}{0,5} \cdot 100 = 40,02 \% (NH_4)_2SO_4$$

El resto  $100 - 40,02 - 49,97 = 10,01$  % son impurezas