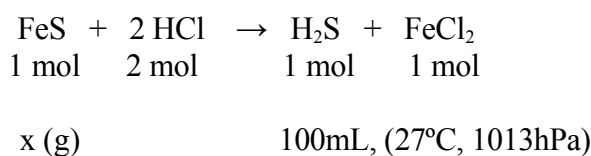


Problema355: Calcula el grado de pureza de una muestra de sulfuro de hierro(II), sabiendo que al tratar 0,5g de la misma con HCl se desprenden 100mL de sulfuro de hidrógeno, medidos a 27°C y 1013hPa.

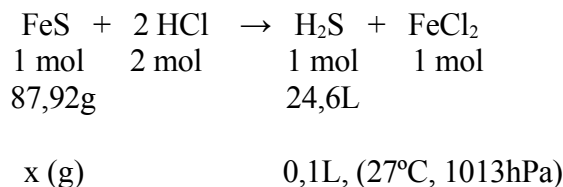
Escribimos la ecuación química ajustada, debajo los moles de las sustancias y debajo el dato y la incógnita del problema, pero si tenemos reactivos con un determinado grado de riqueza debemos aplicar el correspondiente porcentaje. En este caso los 0,5g son impuros, por tanto debemos calcular cual será la mas en gramos que producirá esos 100mL de sulfuro de hidrógeno, y al final calculamos el grado de pureza:



$$M_m(\text{FeS}) = 87,92\text{g}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (27 + 273)\text{K}}{\frac{1013\text{hPa}}{1013\text{hPa/atm}}} = 24,6\text{L}$$

Haremos los cálculos a partir del volumen obtenido de H<sub>2</sub>S



Las cantidades de las sustancias que participan en una ecuación química son magnitudes directamente proporcionales. Si tenemos más reactivo obtendremos más producto. Resolvemos con una proporción o utilizando factores de conversión:

Método a) Proporción:

$$\frac{x \text{ (g) FeS}}{0,1\text{L H}_2\text{S}} = \frac{87,92\text{g FeS}}{24,6\text{L H}_2\text{S}} \quad x = \frac{87,92\text{g FeS} \cdot 0,1\text{L H}_2\text{S}}{24,6\text{L H}_2\text{S}} = 0,357\text{g FeS}$$

$$\% \text{Pureza} = \frac{\text{Cant. pura}}{\text{Cant. total}} \cdot 100 = \frac{0,357\text{g}}{0,5\text{g}} \cdot 100 = \underline{\underline{71,5\%}}$$

Método b) Factores de conversión:

Partimos del dato y llegamos a la incógnita a través de la relación entre los moles

$$0,1\text{L H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{24,6\text{L H}_2\text{S}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{87,92\text{g FeS}}{1 \text{ mol FeS}} = 0,357\text{g FeS}$$

$$\% \text{Pureza} = \frac{\text{Cant. pura}}{\text{Cant. total}} \cdot 100 = \frac{0,357\text{g}}{0,5\text{g}} \cdot 100 = \underline{\underline{71,5\%}}$$