

Fotografía 1

La reacción que vamos a estudiar la presentó en el Diario filosófico de Edimburgo en 1838, James Marsh, ayudante de Faraday, y por eso se la conoce como Test de Marsh para el reconocimiento del arsénico, que fue importantísima para aclarar una serie a asesinatos por envenenamiento con arsénico. En el embudo de decantación A se dispone ácido clorhídrico 6N, y en el erlenmeyer B, unos gramos de cinc en granos. Se abre la llave del embudo y al reaccionar el HCl con el Zn se produce una corriente de hidrógeno que al pasar por el óxido de arsénico(III) de C, lo reduce hasta arsina, producto gaseoso inestable y explosivo, que reaccionando con el oxígeno del aire del balón D, entra en ignición, dando lugar a un depósito marrón de arsénico en el fondo de D.

Se pregunta:

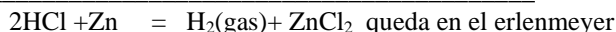
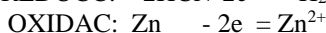
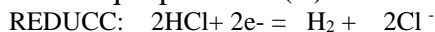
- Formule las reacciones que tienen lugar, ajustándolas e indicando su naturaleza
- Los gramos del depósito formado, suponiendo que reaccionen los 10 g. de óxido de arsénico depositados en C
- El volumen mínimo del ácido clorhídrico necesario, suponiendo que el rendimiento de la reacción que ocurre en B, sea del 60%

DATOS:

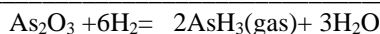
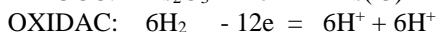
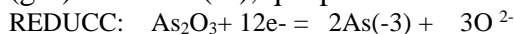
Masas atómicas: As:74,9 ; O:16, Cl; 35,5; H:1

## SOLUCIÓN

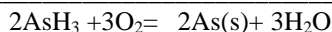
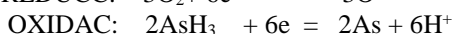
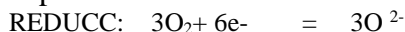
a) La primera reacción es de desplazamiento del hidrógeno(I), del ácido clorhídrico, por el cinc, que pasa a Zn(II)



En la segunda reacción, el hidrógeno reduce al óxido de arsénico(III), del tubo C hasta arsina  $\text{AsH}_3$  (gas) con el As(3-), que pasa al balón D



La tercera reacción, ocurre en el balón D, la arsina se oxida de forma explosiva con el oxígeno, depositándose arsénico en el fondo del balón.



b) Según la estequiometría de la reacción, por cada mol de óxido de arsénico se producen dos de arsénico en D.

$$\text{Masa molar del } \text{As}_2\text{O}_3 = 74,9 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 197,8 \text{ g/mol}$$

$$\text{Moles de } \text{As}_2\text{O}_3 \quad n_{\text{As}_2\text{O}_3} = 10 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{197,8 \text{ g}} = 0,05 \text{ mol} . \text{ Como por cada mol se producen 2 de As.}$$

$$g_{\text{As}} = 0,05 \text{ mol} \cdot \frac{2 \text{ mol As}}{1 \text{ mol As}_2\text{O}_3} \cdot \frac{74,9 \text{ g}}{\text{mol As}} = 7,49 \text{ g}$$

c)

Por cada mol de  $\text{As}_2\text{O}_3$ , se necesitan mas de 6 moles de hidrógeno, según la estequiometria de la segunda reacción redox, y la pérdida de rendimiento, vemos cuantos moles de hidrógeno serán necesarios.

$$n_{\text{H}_2} = 0,05 \text{ mol}_{\text{As}_2\text{O}_3} \cdot \frac{6 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol As}_2\text{O}_3} \cdot \frac{100}{60} = 0,5, \text{ y harían falta el doble de HCl}$$

$$6 \frac{\text{Eq}}{\text{L}} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{Eq}} = \frac{1 \text{ mol}}{\text{V}}; \text{ V} = 0,166 \text{ L}$$