

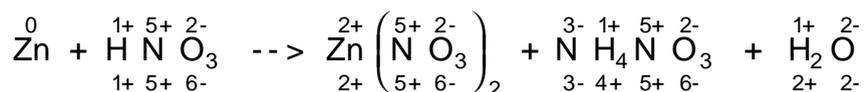
2º BACHILLERATO - QUÍMICA - Examen final - 1 junio 2004

PROBLEMA 1 B

El zinc reacciona con el ácido nítrico para dar Nitrato de zinc, nitrato de amonio y agua. A) Ajuste la reacción por el método del ion electrón. B) ¿Cuántos ml de ácido nítrico 2M se necesitan para disolver 16,34 g de Zn? DATOS: Pesos atómicos: H = 1,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0 ; Zn = 65,4

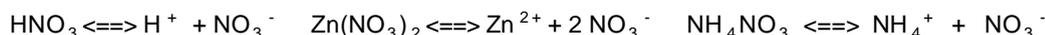
RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:

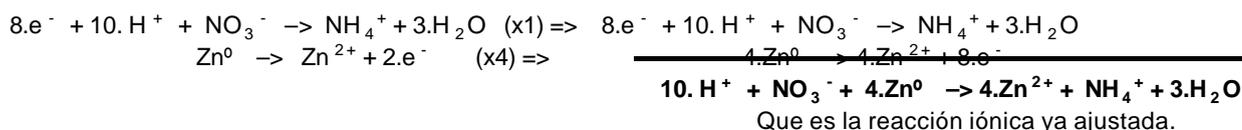


Donde, como podemos ver, el Zn pasa de Zn⁰ a Zn²⁺ y el N⁵⁺ (presente en el HNO₃) pasa a N³⁻ presente en el NH₄⁺.

Para ajustarla, hemos de identificar los iones en los que se encuentran los elementos que modifican su número de oxidación:



Las semirreacciones correspondientes al oxidante y al reductor son, respectivamente:



La reacción total es: **4.Zn⁰ + 10. HNO₃ → + NH₄NO₃ + 4. Zn(NO₃)₂ + 3.H₂O**

en la cual vemos, de acuerdo con su estequiometría, que 4 moles de Zn (=4.65.4 gramos) reaccionan con 10 moles de HNO₃ (= 10.63 gramos), y así:

$$\left. \begin{array}{l} 4.65,4 \text{ g de Zn} \text{ --- } 10.63 \text{ g de HNO}_3 \\ 16,34 \text{ g de Zn} \text{ --- } x \end{array} \right\} x = \frac{16,34 \cdot 10.63}{4.65,4} = 39,35 \text{ g de HNO}_3$$

Y por tanto, el volumen de la disolución de ácido nítrico que se necesita para completar esta reacción se obtiene partiendo de la expresión que nos da la Molaridad de la disolución:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot V_{\text{DISULUC}}}; \quad 2 = \frac{39,35}{63 \cdot V}; \quad V = \frac{39,35}{63 \cdot 2} = 0,312 \text{ litros} = 312 \text{ cm}^3$$

