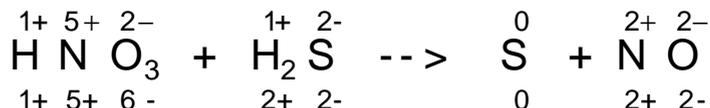


El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno gas dando, entre otras cosas, azufre sólido y monóxido de nitrógeno. A) Escribe la reacción ajustada por el método del ion electrón. B) Determina el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 2 atm y 60°C necesario para reaccionar con 500 ml de una disolución de ácido nítrico 0,2 Molar.

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:

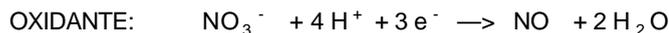


Donde vemos que cambian su número de oxidación el N y el S
 Las disociaciones que tiene lugar en los ácidos presentes en esta reacción son:

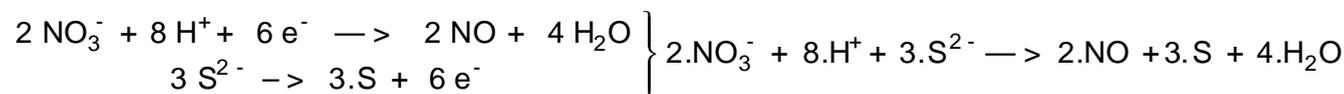


El NO es un óxido, por lo que no se disocia.

Las semirreacciones del oxidante y del reductor son:



por lo que para igualar el número de electrones ganados en la primera al de perdidos en la segunda, multiplicamos ésta por 3, y la primera por 2, con lo que nos quedan:



Y trasladados estos coeficientes a la reacción original, nos queda:



Los cálculos estequiométricos posteriores, se realizan a partir de esta reacción, ya ajustada:

2 HNO₃	+ 3 H₂S	-->	2 NO +	3 S +	4 H₂O
2mol	3 mol = 3.34 g				
0,1 moles	X				

donde la cantidad de la disolución de ácido nítrico la determinamos partiendo de la Molaridad de esa disolución, que

es: $M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{\text{Litro}}$; $0,2 = \frac{n}{0,5}$; $n = 0,1 \text{ mol de HNO}_3$ por lo que la cantidad de H₂S es:

$X = \frac{0,1 \cdot 3}{2} = 0,15 \text{ moles de H}_2\text{S}$ los cuales, aplicandole la ecuación general de los gases ideales, ocupan:

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies 2 \cdot V = 0,15 \cdot 0,082 \cdot 333$; $V = 2,05 \text{ litros}$